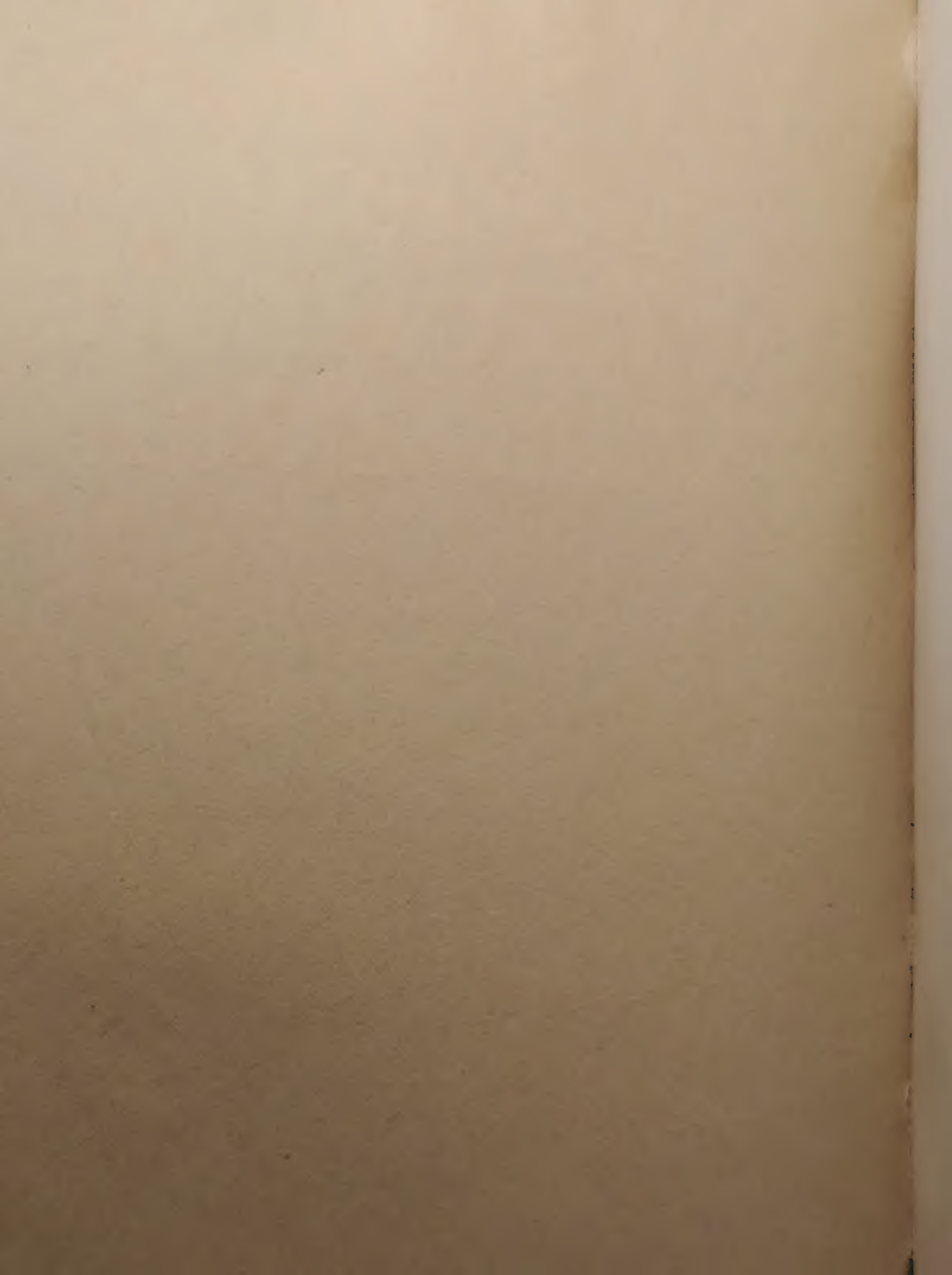
Prof. G. DELLA BEFFA

NOZIONI DI CHIMICA E MINERALOGIA

Ad uso dei Licei classici e scientifici, dell'Istituto magistrale superiore e dell'Istituto tecnico superiore a tipo commerciale

RISTAMPA DELLA
IV EDIZIONE RINNOVATA

SOCIETÀ EDITRICE INTERNAZIONALE
TORINO • MILANO • GENOVA • PARMA • ROMA • CATANIA

Prof. G. DELLA BEFFA

Dott. in Chimica e Scienze naturali. Socio della R. Accademia d'Agricoltura.
Direttore del R. Osservatorio di Fitopatologia di Torino.

NOZIONI DI CHIMICA E MINERALOGIA

ad uso

dei Licei Classici e Scientifici,
dell'Istituto Magistrale Superiore
e dell'Istituto Tecnico Superiore
tipo Commerciale

Ristampa della IV edizione rinnovata

TORINO
SOCIETÀ EDITRICE INTERNAZIONALE
Corso Regina Margherita, 176

TORINO, via Garibaldi, 20 - MILANO, piazza Duomo, 16 - GENOVA, via Petrarca, 22-24r.
PARMA, via al Duomo, 8 - ROMA, via Due Macelli, 52-54
CATANIA, via Vittorio Emanuele, 145-149

PREFAZIONE

La presente edizione riunisce in un unico volume, come richiesto dai recenti programmi, la Chimica e la Mineralogia. Ho quindi rifuso la materia che nella precedente edizione avevo trattata in due volumetti distinti; ho semplificato alquanto, ho eliminato i punti che non corrispondono più ai programmi attuali ed ho aggiunto le parti nuove richieste, come gli argomenti sugli aggressivi chimici, sugli esplosivi, sui concimi, ecc. Nell'ordine ho seguito esattamente i nuovi programmi, riunendo però insieme tutte le leggi e le altre generalità della Chimica perchè ritengo che ciò sia più utile ai fini didattici.

*Data l'uguaglianza di programma tra Liceo Classico ed Istituto Magistrale, e la piccola differenza col programma del Liceo Scientifico e dell'Istituto Tecnico Commerciale, ho ritenuto opportuno fare una edizione unica. Ho però segnato con un * gli argomenti che fanno parte del programma del Liceo Scientifico e dell'Istituto Tecnico Commerciale: detti argomenti potranno quindi essere sorvolati dagli alunni del Liceo Classico e delle Magistrali, ed in ogni modo non disturbano, e se verranno letti rappresenteranno alcune cognizioni utili in più a vantaggio della cultura chimica.*

Nello sviluppo della materia ho cercato di dividere in modo chiaro i diversi argomenti, ho tenuto distinti i minerali dai prodotti industriali affinchè non insorgano confusioni nell'alunno, ed ho messo in rilievo i giacimenti minerari dell'Italia e delle sue colonie e le industrie chimiche nazionali, in rapporto al nostro fabbisogno.

La ricchezza di illustrazioni schematiche e fotografiche, le tavole colorate pei minerali, l'esposizione facile e sintetica che ho cercato di mantenere, la suddivisione chiara degli argomenti, rappresenteranno, anche per questa edizione, le doti necessarie per rendere più acces-

sibile lo studio della Chimica e della Mineralogia alle giovani menti degli alunni.

Io spero quindi che questo volumetto incontrerà presso i Signori Insegnanti quel benevolo e largo consenso che già ebbe la precedente edizione. Sarò in ogni modo grato se mi verranno segnalate le eventuali manchevolezze nelle quali posso essere incorso, data anche la rapidità colla quale è stata preparata la presente edizione.

G. Della Beffa.

INDICE

PARTE PRIMA

NOZIONI GENERALI

PARTE SECONDA

CHIMICA INORGANICA

PARTE TERZA

CHIMICA ORGANICA

PARTE PRIMA

NOZIONI GENERALI

CAPO I

LE SOSTANZE

Materia. — Col nome di materia intendiamo *tutto ciò che ha un peso ed un volume, e che colpisce i nostri sensi.* Possiamo dire che tutto quello che ci circonda è materia, sia morta o vivente, naturale od artificiale, di dimensioni piccole o comunque grandissime. Il nome materia ha quindi un significato amplissimo.

Sostanza. — Per sostanza si intende *una qualità di materia caratterizzata da caratteri suoi propri.* Così se noi esaminiamo un *ferro* arrugginito vedremo che esso all'esterno ha spesso uno strato di polvere giallastra tenera che sporca le mani, detta comunemente ruggine, mentre all'interno è compatto, duro, di color grigio lucente; ora, è evidente che i caratteri sono diversi, quindi diremo che il ferro e la ruggine sono due sostanze diverse. Analogamente il vetro, lo zucchero, il sale da cucina hanno ciascuno dei caratteri loro propri che li individualizzano, diversi gli uni dagli altri, quindi possiamo dire che si tratta di tre sostanze diverse.

Corpo. — Per corpo si intende *una porzione definita* di sostanza. Quando per esempio noi diciamo «il vetro» o «il legno» noi corriamo colla fantasia alle proprietà di queste sostanze, trasparenza, fragilità, ecc. pel vetro, flessibilità, opacità e colore, ecc. pel legno, prescindendo dalle dimensioni e dalla forma; ma se noi diciamo «un pezzo di vetro, una bottiglia di vetro, ecc.» noi intendiamo parlare di porzioni definite cioè di corpi diversi della medesima sostanza. Spesso si usa però impropriamente la parola corpo per indicare una sostanza.

Sostanze omogenee ed eterogenee. — Dicesi omogenea una sostanza che *presenti in qualunque suo punto le stesse proprietà;* nel caso contrario dicesi eterogenea. Così se esaminiamo un pezzo di vetro, esso presenta in qualsiasi zona lo si esplori la stessa durezza, la stessa fragilità, trasparenza, fusibilità, insolubilità, ecc. quindi diremo che il vetro è una sostanza omogenea. Se invece esaminiamo un pezzo di granito, riconosciamo subito che esso è formato da grani vitrei incolori durissimi, da altri grani rossicci meno duri e da granelli nerastri scagliabili; si tratta evidentemente di tre sostanze con proprietà diverse, quindi diremo che il granito è una sostanza eterogenea. Molte sostanze che ad occhio sembrano omogenee, viste fortemente ingrandite col microscopio appaiono evidentemente eterogenee, così per es. il latte, il sangue, ecc. Le sostanze eterogenee sono dunque sempre formate da sostanze diverse discernibili ad occhio o col microscopio, e ci rappresentano dei *miscugli:* le sostanze omogenee in generale rappresentano delle specie chimiche ben definite (semplici o composte), ma qualche volta possono anche essere mi-
scugli, come per esempio l'acqua e zucchero, ed in genere le soluzioni, che pur costituendo un tutto omogeneo sono dei miscugli.

Fig. 1.
Voltametro.

Elementi e composti. — Consideriamo ora una sostanza omogenea, per esempio l'acqua, mettiamone una porzione in un apparecchio detto *voltametro*, che può essere un semplice bicchiere dal cui fondo entrano due fili di platino; sopra ciascuno di questi fili capovolgiamo un tubetto pure pieno d'acqua, quindi mettiamo la porzione dei fili esterni in comunicazione con una pila, e facciamo passare una corrente elettrica (1) orbene noi vedremo che a poco a poco nell'acqua contenuta nei tubetti in vicinanza dei fili di platino si sviluppano delle bollicine di gas che si raccolgono nella parte elevata dei tubetti, mentre l'acqua gradatamente si consuma, e vedremo che in un tubetto si raccoglie una quantità di gas esattamente doppia rispetto a quella dell'altro tubetto (fig. 1). Se esaminiamo il gas ottenuto in maggior quantità vedremo che esso è leggerissimo, e accostandogli uno zolfanello acceso prende fuoco; se invece esaminiamo l'altro gas ottenuto in minor quantità vedremo che esso è assai più pesante, che non brucia, bensì mettendovi a contatto uno

(1) Effettivamente bisogna usare acqua acidulata con acido solforico: vedremo più esattamente in seguito come si verifica questa decomposizione dell'acqua (pag. 78).

stecco di legno con un punto in ignizione vedremo che questo si ravviva e brucia più rapidamente e con luce più intensa che non nell'aria. I gas che abbiamo ottenuto sono quindi due sostanze diverse fra loro, e molto diverse dall'acqua da cui siamo partiti: il primo viene detto *idrogeno*, e il secondo *ossigeno*. Questa esperienza ci dimostra che l'acqua pur essendo omogenea è però formata da due sostanze, idrogeno e ossigeno. Orbene, tutte *le sostanze omogenee che si possono decomporre in due o più altre sostanze diverse fra loro*, diconsi sostanze composte, o **composti chimici.**

Se ora noi prendiamo l'ossigeno o l'idrogeno e li sottoponiamo a qualsiasi trattamento di cui disponiamo (pressione, calore, scariche elettriche, corrente elettrica, ecc.), noi non riusciamo a scinderli in nuove diverse sostanze: noi chiameremo sostanze semplici od **elementi chimici,** tutte *quelle sostanze omogenee che non è possibile scomporre in due o più sostanze diverse.*

I composti chimici sono numerosissimi, sia in natura, sia ottenuti artificialmente dall'uomo: gli elementi sono invece assai limitati; se ne conoscono 90 su 92 che si presuppone esistano: recentemente è stato scoperto l'elemento 93: dei 90 elementi pochi esistono liberi in natura. È bene ricordare che il concetto di sostanza semplice, è relativo ai nostri mezzi di indagine, poichè aumentando questi, non è da escludere che una sostanza sino ad oggi ritenuta semplice si possa riuscire a decomporre, come già si è verificato per qualche elemento.

Composti e miscugli. — Se noi prendiamo del solfo in polvere e della limatura di ferro in qualunque rapporto in peso e li mescoliamo polverizzandoli finamente in un mortaio noi otteniamo una polvere grigia, ma in questa anche se non li distinguiamo ad occhio, ricorrendo ad una lente facilmente potremo discernere i granellini di solfo e quelli di ferro: non solo, ma coll'uso della calamita potremo nuovamente separare solfo e ferro, ovvero trattando la polvere con solfuro di carbonio scioglieremo il solfo e rimarrà il ferro: nella polvere così ottenuta i due componenti conservano le loro proprietà, quindi essa non è un composto, ma un semplice *miscuglio* (o miscela o mescolanza): così se uniamo acqua e zucchero potremo metter più dell'una o più dell'altro a nostro piacimento e il liquido che otteniamo presenta gli stessi caratteri intermedi fra l'acqua e lo zucchero; anche in tal caso abbiamo un miscuglio.

Se invece prendiamo 32 grammi di solfo, e 56 grammi di ferro e mescolatili li mettiamo in un tubetto di vetro, e incominciamo a scaldare la miscela in un punto, vedremo che in tutta la massa si

produce luce e calore: se lasciamo raffreddare ed esaminiamo cosa abbiamo ottenuto troviamo un solido nerastro omogeneo che ha caratteristiche assai diverse dai due componenti; anche col microscopio non riusciamo più a distinguere il ferro dal solfo, su di esso non agisce più nè la calamita nè il solfuro di carbonio. Se mettiamo rapporti diversi da quelli usati sopra, per esempio 32 gr. di solfo e 63 gr. di ferro, la reazione non avviene più, o se avviene restano liberi 7 gr. (63—56) di ferro che non prendono parte alla reazione. Il corpo che abbiamo ottenuto non è un miscuglio, ma un composto, detto *solfuro di ferro*, e la reazione avvenuta dicesi *combinazione*.

Riassumendo, le *differenze tra composto e miscuglio*, sono quindi le seguenti:

1° In un composto i singoli componenti sono uniti in rapporti in peso fissi, indipendenti dalla nostra volontà, mentre in un miscuglio i singoli componenti si possono unire in rapporti in peso variabili, e dipendenti entro certi limiti dalla nostra volontà.

2° Il composto ha caratteristiche assai diverse dai componenti da cui risulta. Così per es. il rame è di color rosso tipico con lucentezza metallica, malleabile, insolubile in acqua, ecc., l'acido solforico è un liquido denso, incoloro, corrosivo, ecc.; mentre il solfato di rame che risulta da queste due sostanze è un solido azzurro vitreo, fragile, solubile in acqua, ecc. e non ricorda neppure lontanamente nei suoi caratteri nè l'acido solforico nè il rame. Il miscuglio invece ha le stesse caratteristiche dei corpi dai quali risulta, o caratteristiche intermedie.

3° Nei miscugli è in generale facile anche con semplici mezzi fisici separare nuovamente i singoli componenti, mentre ciò riesce assai più difficile nei composti. Così per esempio se un liquido è un miscuglio di più liquidi, ciascuno di questi mantiene la sua temperatura di ebollizione, in modo che i diversi liquidi si possono facilmente separare con la *distillazione frazionata*, usando un apparecchio come quello indicato dalla fig. 2.

4° Quando due o più corpi si debbono unire per formare un composto, la loro unione è generalmente accompagnata da sviluppo o da assorbimento di calore, da aumento o diminuzione di volume, e può richiedere uno stimolante come un urto, una pressione, una scarica elettrica, ecc. mentre tutto ciò in generale non si verifica pei miscugli.

5° I composti (come abbiamo già visto sopra) sono sempre sostanze omogenee, i miscugli (salvo le soluzioni ed altri casi) sono sostanze eterogenee.

La *Chimica studia gli elementi ed i composti* non i miscugli, salvo pochi che possono avere speciale interesse ed attinenza con le sostanze ben definite.

Sostanze inorganiche ed organiche. — Un'altra distinzione che si fa delle sostanze, è in sostanze inorganiche ed organiche, distinzione che ha notevole interesse, tanto che su di essa si basa la divisione della Chimica in *Chimica inorganica* e *Chimica organica*. Le sostanze inorganiche sono quelle che costituiscono il regno minerale (minerali e rocce), e la maggior parte di quelle che l'uomo ricava dal regno minerale; esse possono essere formate dai più svariati elementi chimici. Le sostanze organiche invece sono quelle che costituiscono gli organismi animali e vegetali, dai quali in gran parte l'uomo le separa, per quanto oggi moltissime sostanze organiche vengano preparate anche sinteticamente: le sostanze organiche contengono tutte l'elemento carbonio, e perciò si chiamano

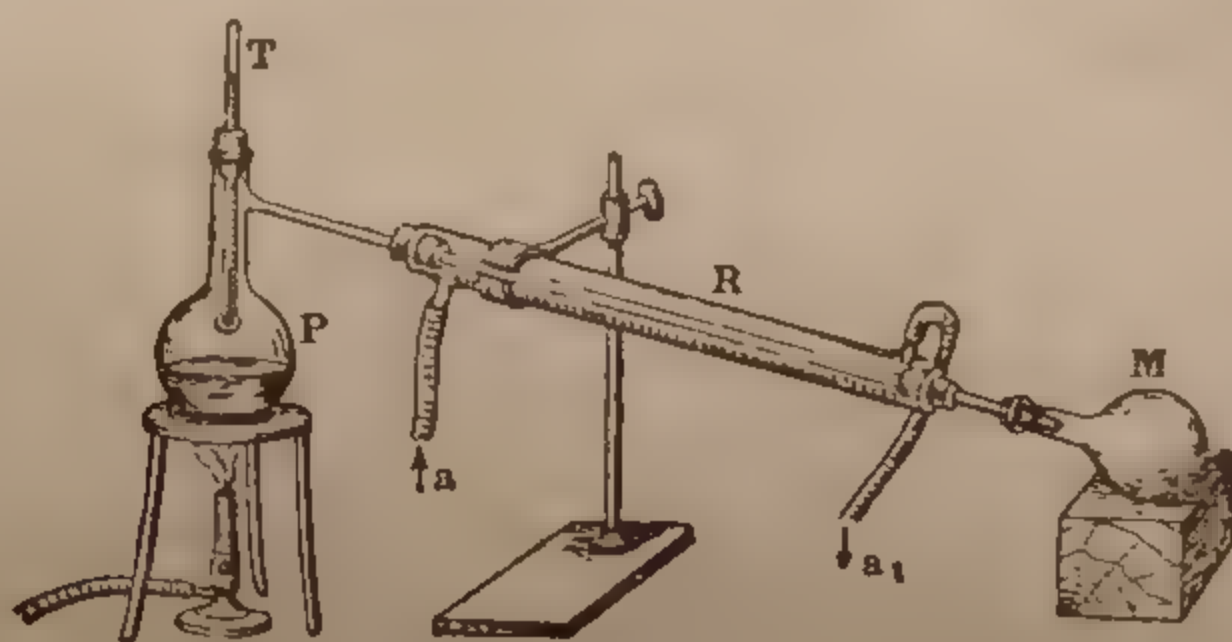



Fig. 2. - Apparecchio di distillazione.
(*P* pallone; *T* termometro; *R* refrigerante; *a* e a^1 tubo d'entrata e d'uscita dell'acqua, *M* recipiente collettore).

anche *composti del carbonio*, unito solo a pochi elementi, sempre gli stessi, cioè idrogeno, ossigeno e azoto, ma in rapporti molto variabili, in modo che i composti organici pur contenendo pochi elementi sono numerosissimi. Vedremo in seguito ulteriori caratteri dei composti organici quando studieremo questi nella «Chimica organica».

Minerali e rocce. — La parte superficiale della Terra detta *litosfera* è costituita da *minerali* e da *rocce*.

Un **minerale** *è una sostanza naturale inorganica omogenea e con composizione chimica ben definita esprimibile con una formula.* I minerali sono tutti solidi, eccetto il mercurio (che si trova talora in goccioline sul cinabro) e l'acqua che viene pure considerata come minerale.

Dicesi *Mineralogia* lo studio dei minerali, cioè dei loro caratteri morfologici, fisici, chimici, del modo come si trovano in natura (gia-

citura), dei luoghi dove trovansi concentrati (giacimenti), della loro origine, dei loro usi ed applicazioni, ecc.

Grande è l'importanza della Mineralogia, perchè i minerali rappresentano la materia prima alla quale attinge l'industria chimica, e moltissimi sono i minerali indispensabili od utili all'uomo, tanto che grandi giacimenti furono spesso causa di guerre per la loro conquista, e costituiscono una ricchezza per la Nazione che li possiede.

Dicesi **roccia** *un miscuglio per lo più eterogeneo, non esprimibile con formula chimica, risultante dalla associazione di minerali diversi, in generale uniti in rapporti abbastanza uniformi;* ovvero *un minerale costituente una grande massa con origine geologica sua propria.*

Dalla definizione risulta quindi che le rocce possono essere **composte** se *formate da parecchi minerali* o **semplici** se *costituite da un solo minerale.* Per esempio il granito, a tutti noto, è una roccia composta nella quale già ad occhio si vedono i singoli costituenti, cioè il quarzo in grani vetrosi, l'ortosio in grani litoidi bianchi o rosei, la mica in grani neri. Le rocce semplici abbiamo detto sono costituite da un solo minerale, ma in genere contengono quantità notevoli di impurezze in modo che risultano anch'esse più o meno eterogenee ed a composizione chimica variabile: così per esempio la *calcite* è un minerale ben definito esprimibile con la formula $CaCO_3$, ma lo stesso carbonato di calcio si può trovare in natura come roccia, ed in tal caso dicesi *calcare* e può essere molto impuro per sostanze diverse, come già ci è rivelato dal diversissimo aspetto che hanno i marmi e altre varietà di calcari. Lo studio delle rocce dicesi *Litologia* o *Petrografia,* ed ha anch'esso notevole importanza, per le applicazioni pratiche che detti materiali hanno per l'uomo.

CAPO II

CRISTALLOGRAFIA

Sostanze cristalline ed amorfe. — Le sostanze tanto le semplici che le composte e sia quelle che si trovano in natura (minerali), sia quelle che l'uomo ottiene artificialmente, possono avere due strutture nettamente distinte: la *cristallina* e l'*amorfa*. Nelle sostanze cristalline si ha un aspetto geometrico formato da faccie piane e spigoli, che corrisponde ad un ben definito riordinamento delle particelle interne (molecole): a ciò si deve pure il fatto che molte proprietà fisiche sono diverse secondo le diverse direzioni del solido, ossia la sostanza è *anisotropa*.

La parola amorfa qui vuol dire «senza forma cristallina»; le sostanze amorfe (per es. il vetro) anche al microscopio non rivelano aspetti geometrici, le loro molecole non sono riordinate, le loro proprietà fisiche sono eguali in qualunque direzione, quindi sono sostanze *isotrope*. Le sostanze amorfe diconsi pure vetrose o colloidali.

Cristallo. — Dicesi cristallo (1) *un solido formatosi spontaneamente con una forma esterna poliedrica regolare delimitata da facce piane*. Molti minerali si possono trovare in natura in cristalli anche assai voluminosi e regolari, isolati o a piccoli gruppi, come il quarzo, la calcite, la pirite. Spesso invece in una sostanza i cristalli sono tutti riuniti insieme molto numerosi nel qual caso i cristalli sono tutti deformi, piccoli o piccolissimi, tanto che talora occorre la lente od il microscopio per poterli vedere, in tal caso si dice che la sostanza ha *struttura cristallina* (come per es. il marmo bianco di Carrara).

Come si formano i cristalli. — Dicesi *cristallogenesi* il modo col quale si formarono e si formano i cristalli sia in natura sia artificialmente in laboratorio: ciò può avvenire in tre modi fondamentali:

1º *Per lento raffreddamento e solidificazione di sostanze fuse:* così per esempio nella solidificazione delle lave si possono nell'interno

(1) La parola cristallo fu assegnata dagli antichi filosofi solo al quarzo che credevano fosse acqua congelata per aver subito un forte raffreddamento; il nome deriva dunque dal greco *Krystallos* = ghiaccio.

formare dei bei cristalli di leucite, olivina, augite, ecc. In laboratorio si può dimostrare colla seguente esperienza: si fa fondere del solfo in una capsula, poi si lascia raffreddare; ma prima che sia tutto solidificato si versa via il solfo ancora liquido rompendo la crosta superficiale; in tal caso si vedranno le pareti della capsula tappezzate di prismi vitrei, i quali altro non sono che cristalli.

2° *Per evaporazione delle soluzioni:* se noi prendiamo del solfato di rame o dell'allume o del sale da cucina, li sciogliamo in acqua, quindi lasciamo evaporare l'acqua lentamente e senza agitare il liquido, potremo osservare che le sostanze si separano in cristalli molto faccettati ed obliqui pel solfato di rame, ottaedrici per l'allume, cubici per il sale da cucina. Questa cristallizzazione che noi otteniamo in piccolo ed in breve tempo coll'esperienza, si deve essere verificata in proporzioni grandissime in natura attraverso milioni di anni coll'evaporazione di bacini di mari, di laghi, e delle numerose acque sia fredde che calde filtrate attraverso alle spaccature delle rocce, nelle cavità, ecc.

È bene ricordare i seguenti importanti fatti:

a) I cristalli che si formano sono tanto più grossi e regolari quanto più lenta e tranquilla è l'evaporazione.

b) Una sostanza nel cristallizzare si purifica eliminando le sostanze estranee. Basandosi su questo fatto in Chimica si possono ottenere dei prodotti purissimi facendoli cristallizzare anche parecchie volte: ed anche in natura i cristalli sono sempre più puri delle sostanze amorfe.

c) Quando si hanno parecchie sostanze disciolte in un medesimo solvente non cristallizzano tutte insieme, ma cristallizzano prima le meno solubili, quindi per grado, di mano in mano che l'evaporazione continua, cristallizzano e si depositano quelle più solubili. Questo comportamento è utilizzato in Chimica per separare con un metodo semplice sostanze diverse, e dicesi *cristallizzazione frazionata:* esso ci spiega inoltre molti fatti naturali; così per esempio nell'evaporazione dell'acqua marina prima si separano i sali di calcio (solfato, carbonato) che sono i meno solubili, quindi i sali di sodio (cloruro), infine i sali di potassio e magnesio più solubili, ed è perciò che in un deposito di origine marina noi troveremo i suddetti sali stratificati dal basso all'alto col medesimo ordine.

3° *Per sublimazione*, cioè quando i vapori di una sostanza passano rapidamente per raffreddamento allo stato solido: in questo caso i cristalli che si ottengono sono piccoli. I vapori di solfo, di iodio, di canfora sublimano facilmente. In natura si hanno sublimati cristallini dovuti a vapori emessi da vulcani.

Come crescono i cristalli - Legge di costanza degli angoli diedri. — Un cristallo all'inizio della sua formazione è piccolissimo: esso *cresce* e può diventare voluminoso *per sovrapposizione di strati*. Per conservare però la forma regolare primitiva l'accrescimento dovrebbe essere in ogni punto uniforme, cosa che raramente si verifica, perchè per raggiungere tale risultato il cristallo dovrebbe trovarsi in un mezzo fluido, e non dovrebbe subire le minime turbazioni dal mezzo circostante durante tutto il periodo della sua formazione. Ne consegue che raramente i cristalli che si trovano in natura rappresentano dei poliedri regolari con tutte le facce egualmente sviluppate; in tal caso si avrebbero dei *cristalli proporzionati* detti anche

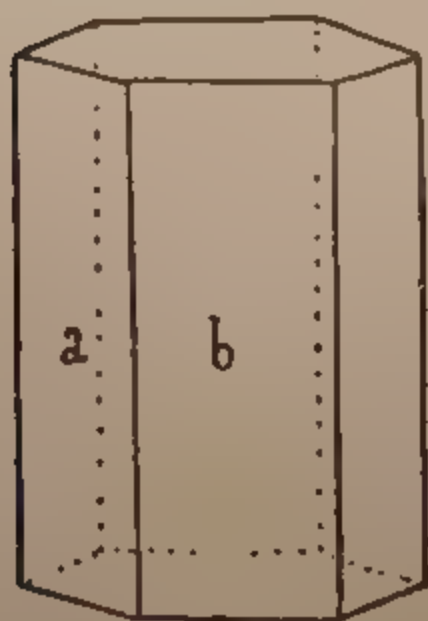



FIG. 3.
Prisma esagono regolare.

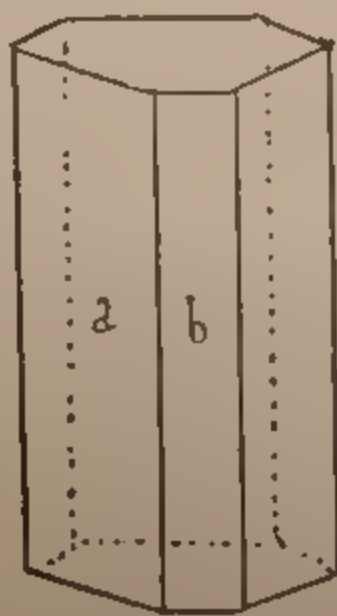



FIG. 4.
Prisma esagono deforme.

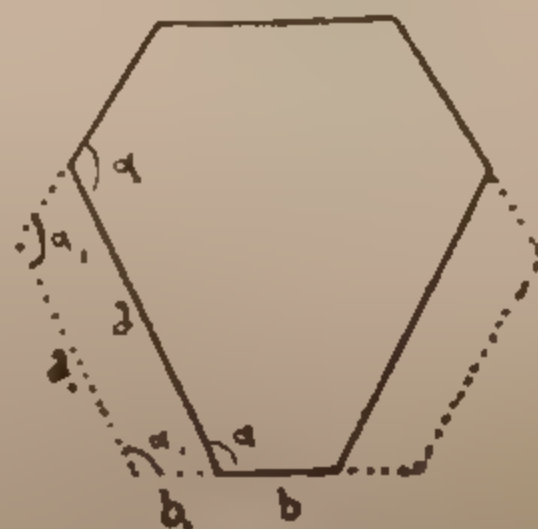



FIG. 5.
Basi dei due prismi esagoni regolare e deforme.

modelli: nel maggior numero dei casi i cristalli naturali sono *sproporzionati* con facce più o meno sviluppate rispetto al loro modello. Però questo accrescimento non si verifica in modo capriccioso, poichè noi possiamo constatare che per quanto le facce assumano sviluppo maggiore o minore, esse però si mantengono sempre parallele alle rispettive facce della forma modello. Ne consegue che: *per quanto la forma sia sproporzionata, il valore dell'angolo diedro formato da due facce corrisponde sempre a quello formato dalle stesse due facce del cristallo modello* (determinato alla stessa temperatura); con ciò resta enunciata in parole abbastanza semplici la legge di costanza degli angoli diedri, già stabilita da Nicola Stenone fino dal 1669, e dimostrata generale da Roméo de l'Isle verso la fine del secolo XVIII. Così la figura 3 rappresenta un prisma esagono proporzionato di berillo, con le sei facce egualmente sviluppate, mentre nella figura 4 è rappresentato un cristallo sproporzionato del medesimo minerale: ma se noi controlliamo le due figure esaminando le due basi unite insieme (fig. 5) vediamo che l'angolo diedro α formato dalle facce *a b*

nel cristallo sproporzionato è uguale all'angolo che formano le due facce equivalenti a_1 b_1 del cristallo proporzionato.

Come si disse, la maggior parte dei cristalli che si trovano in natura sono tutti sproporzionati, però supponendo di spostare le facce parallelamente a se stesse, in modo da portarle equidistanti dal centro, si ottengono le relative forme proporzionate; ed è appunto a queste che poi noi ci riferiamo nello studio della cristallografia: in altri termini quando parleremo dei cristalli, intenderemo riferirci ai modelli.

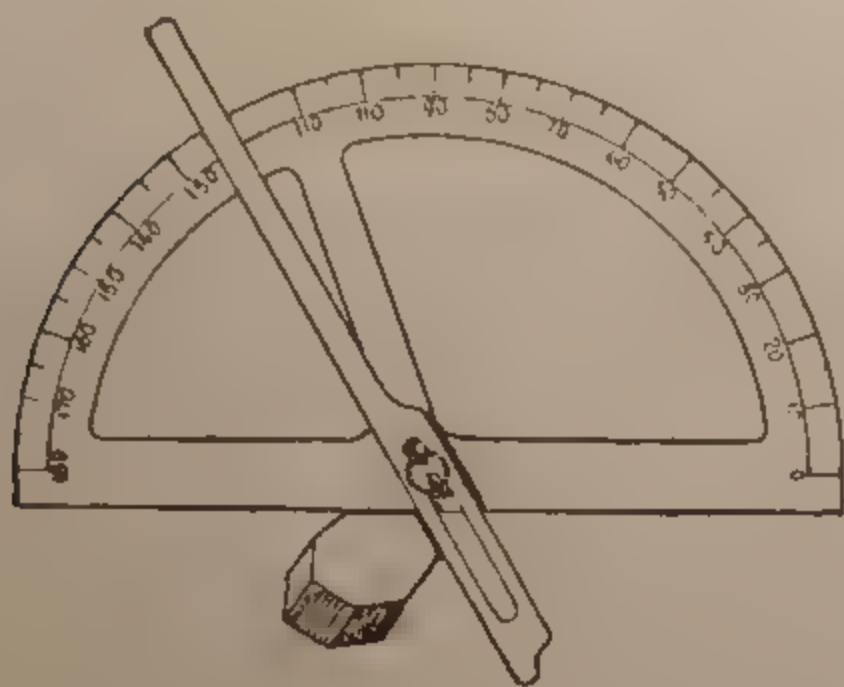



Fig. 6.
Goniometro ad applicazione.

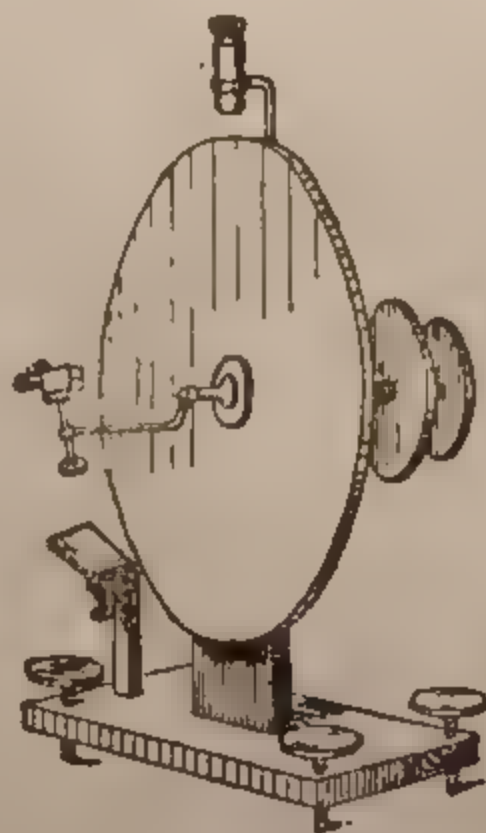



Fig. 7.
Goniometro a riflessione.

Goniometri. — Da quanto sopra esposto appare chiaro che se le facce possono variare, gli angoli diedri relativi rimangono costanti, quindi la determinazione del valore dell'angolo diedro formato da due facce è del massimo interesse pel riconoscimento delle forme cristalline.

A tale scopo, per cristalli non troppo piccoli, e per misure solo approssimate si può usare il *goniometro d'applicazione* rappresentato dalla fig. 6; si fanno aderire le due asticine alle due facce di cui si vuol misurare l'angolo e questo si legge sul semicerchio graduato. Per cristalli piccoli e per misure di precisione si usano i *goniometri a riflessione* fig. 7 (di cui si hanno vari tipi), tutti basati sul fenomeno della riflessione della luce; a tale scopo si fissa il cristallino sul piccolo porta-oggetti, poi mediante una lente (collimatore) si dirige un fascetto di luce sulla faccia del cristallo raccogliendo il raggio riflesso con un cannocchiale ricevente: messe così a posto le cose si fa ruotare un disco graduato al quale è fissato il porta-oggetti col cristallo, in modo che dopo un certo angolo la seconda faccia, della quale si vuol determinare l'angolo formato con la prima, prenda esattamente

la posizione di questa; ciò ci sarà rivelato dal fatto che la luce, scomparsa dal cannocchiale ricevente appena mosso il disco, ricompare quando la seconda faccia rioccupa esattamente la posizione della prima: l'angolo di rotazione del disco ci dà l'angolo formato dalle normali delle due facce, il valore supplementare dell'angolo misurato ci dà l'angolo diedro formato dalle due facce.

Fig. 8. - Immagini date da un piano di simmetria.
P piano - *a*, *b*, *c* posizioni di una faccia - *a'*, *b'*, *c'* relative immagini.

Piano di simmetria. — Nei cristalli esiste una certa simmetria la quale è data dai piani di simmetria, dal centro di simmetria e dagli assi di simmetria. Dicesi piano di simmetria *un piano ideale che divide un cristallo in due parti specularmente eguali;* cioè una parte deve comportarsi rispetto l'altra come oggetto ed immagine, e come se il piano fosse uno specchio. Quindi se una faccia è parallela al piano, la sua simmetrica è pure parallela ad eguale distanza; se la faccia è perpendicolare, la sua simmetrica ne sarà il prolungamento; se la faccia forma col piano un certo angolo, la sua simmetrica formerà un angolo eguale in modo che il piano deve risultare bisettore dell'angolo diedro formato dalle due facce (fig. 8).

Fig. 9. - Piani di simmetria nel cubo.

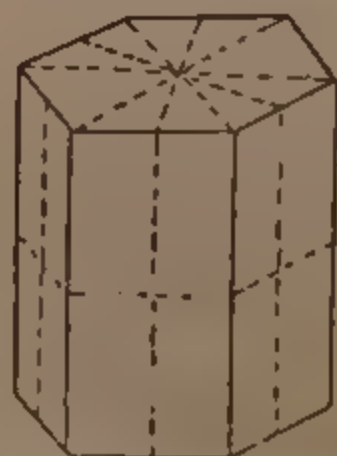



Fig. 10. - Piani di simmetria nel prisma esagono.

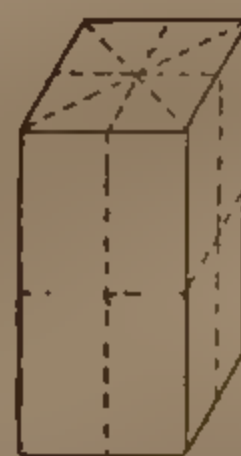



Fig. 11. - Piani di simmetria nel prisma tetragonale.

Nei minerali si hanno al massimo 9 piani di simmetria come nel cubo (fig. 9); in altre forme se ne hanno 7, come nel prisma esagono (fig. 10), ovvero 5 come nel prisma tetragonale (fig. 11), o 3 come

nel prisma retto a base rettangolare (fig. 12), ovvero 1, come nel prisma obliquo a base rettangolare (fig. 13), o possono anche mancare (nelle figure le linee tratteggiate indicano le tracce dei piani); in cristallografia il piano si esprime col simbolo P.

Fig. 12. - Piani di simmetria nel prisma rettangolare.

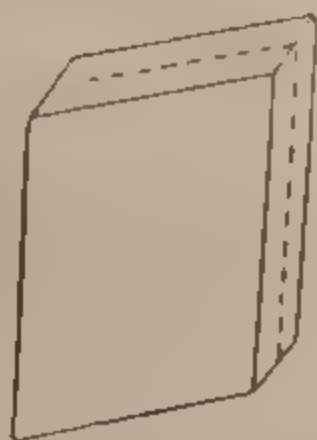



Fig. 13. - Piano di simmetria nel prisma monoclino.

Asse di simmetria. — Dicesi *una retta tale che facendo ruotare attorno ad essa il cristallo di un angolo minore di 360° il cristallo riprende la posizione di prima*, ossia torna in posizione di ricoprimento. Se si deve far girare di un angolo di 360° cioè un giro intiero non abbiamo un asse di simmetria, perchè qualunque retta in qualsiasi posizione passi nel solido soddisferebbe a questa condizione. Per essere un asse di simmetria l'angolo di rotazione deve

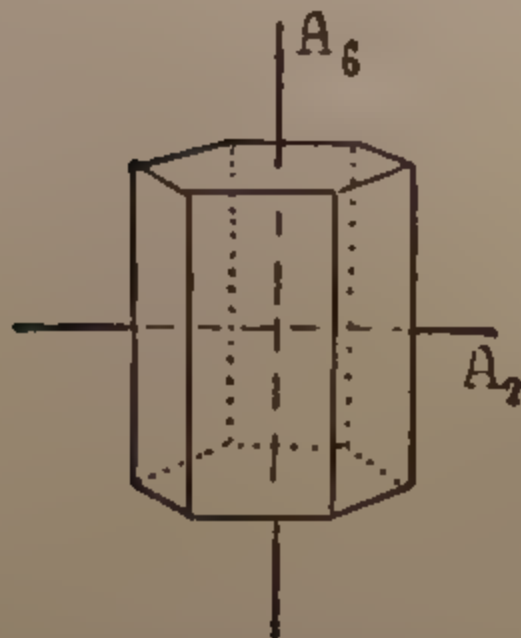



Fig. 14. - Prisma esagono con un asse senario A_6 ed un asse binario A_2.

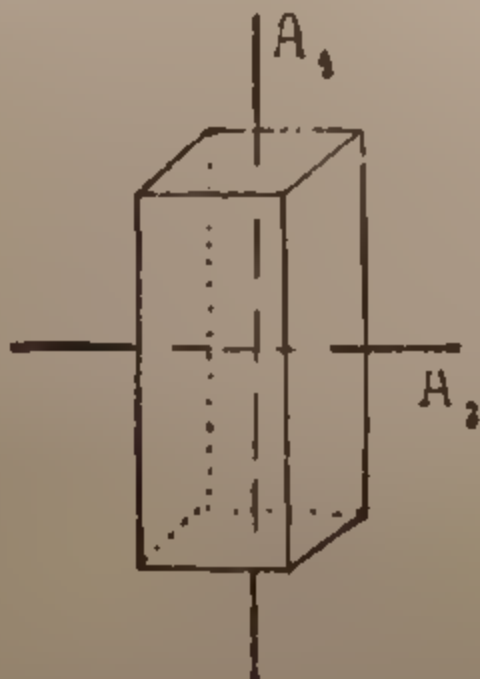



Fig. 15. - Prisma quadratico con un asse quaternario A_4 ed un asse binario A_2.

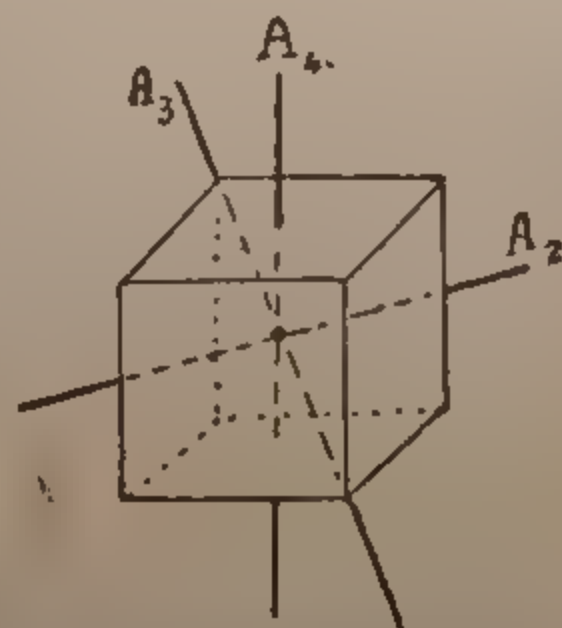



Fig. 16. - Cubo con un asse quaternario A_4, uno ternario A_3 ed uno binario A_2.

quindi essere una frazione di 360°: secondo il valore di questo angolo varia il valore dell'asse di simmetria; i casi possibili nei cristalli sono però abbastanza limitati, perchè sono solo i seguenti: *asse di simmetria senario* se l'angolo di rotazione è di $\frac{360°}{6} = 60°$ (fig. 14), *quaternario* se l'angolo è di $\frac{360°}{4} = 90°$ (fig. 15), *ternario*, se l'angolo è di $\frac{360°}{3} = 120°$ (fig. 16) e *binario* se l'angolo è di $\frac{360°}{2} = 180°$ (figura 16). In cristallografia questi assi si rappresentano rispettivamente coi seguenti simboli: A_6, A_4, A_3, A_2; vi sono dei cristalli che possono anche non avere assi di simmetria.

Centro di simmetria. — Dicesi centro di simmetria *un punto tale che attraversato da una retta qualsiasi, questa deve incontrare, ai due lati opposti, due punti rispettivamente simmetrici.* Quindi, data una faccia, se esiste il centro di simmetria, deve esistere la sua parallela. In un cristallo prismatico, terminato diversamente alle due estremità, il centro di simmetria non esiste Non bisogna confondere il centro di simmetria col centro di gravità, perchè questo esiste sempre, ma è tutt'altra cosa. Il centro di simmetria si esprime col simbolo C.

Il complesso degli elementi di simmetria, cioè piani, assi e centro costituiscono il *grado di simmetria* di un cristallo.

Legge di costanza di simmetria. — *Una determinata specie minerale può cristallizzare in forme cristalline diverse, ma aventi tutte lo stesso grado di simmetria,* ossia *appartenenti tutte sempre allo stesso sistema.* Così, per esempio, la magnetite si può trovare in ottaedri od in rombododecaedri, cioè in forme diverse, ma sempre appartenenti al sistema monometrico. Di qui l'importanza del sistema che, colla composizione chimica, rappresenta la caratteristica di una determinata specie minerale, e quindi serve anche come carattere diagnostico pel suo riconoscimento. Così per esempio se troviamo un minerale in cubi vitrei trasparenti, anche prescindendo da altri caratteri, non penseremo neppure lontanamente che possa essere quarzo, perchè questo cristallizza nel sistema trigonale e non si può trovare in cubi, perciò faremo le nostre ricerche fra i minerali che cristallizzano nel sistema monometrico.

Se *una medesima sostanza chimica si trova cristallizzata in due sistemi diversi,* in tal caso si considerano come due specie minerali diverse, ed il fenomeno dicesi *dimorfismo.* Così per esempio il carbonato di calcio ($CaCO_3$) si può trovare in natura cristallizzato nel sistema romboedrico ed in tal caso costituisce un minerale detto *calcite,* ma si trova anche nel sistema rombico, nel qual caso lo consideriamo come un altro minerale chiamato *aragonite.*

Un caso apparentemente contrastante con la legge di costanza di simmetria, è il fenomeno della *pseudosimmetria,* quando cioè *un minerale appare cristallizzato in un sistema che non è il suo.* Ciò si può verificare per l'unione di parecchi cristalli (per es. prismi esagoni formati da tre prismi rombici, come nella aragonite) o per alterazione chimica (come cubi di limonite di per sè amorfa provenienti dall'alterazione di cubi di pirite).

Assi cristallografici. — *Sono tre rette, convenientemente scelte che servono per determinare la posizione delle facce dei cristalli.* Queste tre rette in genere ortogonali si immaginano originate dal centro del cristallo ed uscenti da punti simmetrici; esse si orientano in modo che una retta detta z sia verticale, una x venga di fronte all'osservatore, l'altra y scorra da sinistra a destra.

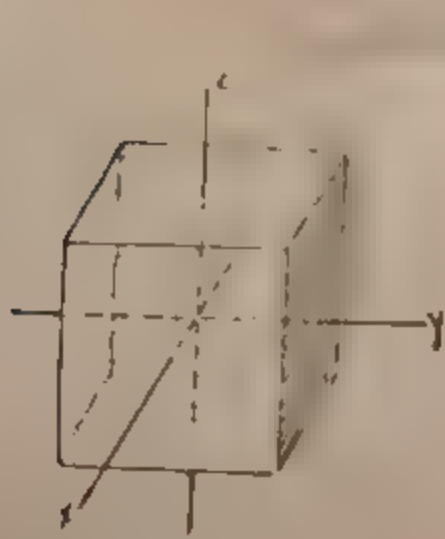



Fig. 17. - Faccia che taglia l'asse y (*simb.* 0. 1. 0).

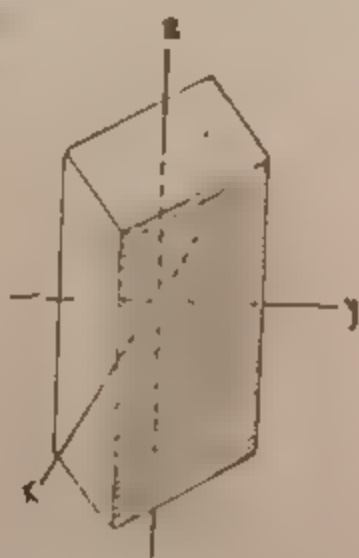



Fig. 18. - Faccia che taglia gli assi x, y in rapporti eguali (*simb.* 1. 1. 0).

Fig. 19. - Faccia che taglia i tre assi in rapporti eguali (*simb.* 1. 1. 1).

Immaginando inseriti in un cristallo i suoi assi cristallografici, noi potremo stabilire la posizione di una faccia qualsiasi del cristallo, considerando il piano della faccia ed i punti dove questo piano incontra o taglia gli assi. Detto piano necessariamente deve incontrare almeno un asse, talora due, o tutti e tre: per esempio nella fig. 17 la faccia tratteggiata incontra un asse solo (y) ed è parallela agli altri due, nella fig. 18 la faccia ne taglia 2 (x e y), nella fig. 19 li taglia tutti e tre in rapporti eguali, mentre nella fig. 20 li taglia pure tutti e tre ma x ed y in rapporti eguali, e z in un rapporto maggiore. Diconsi *parametri* di una faccia i *segmenti che la faccia od il suo piano taglia sugli assi a partire della loro origine.* Questi segmenti possono essere eguali o diversi secondo l'inclinazione della faccia; così nell'ottaedro regolare della fig. 19 i parametri dei tre assi sono tutti eguali, mentre nella bipiramide quadratica (fig. 20) le cui facce sono triangoli isosceli, sono eguali i parametri sulla x ed y mentre quello sulla z è maggiore. Si comprende però che se noi diamo ai parametri dei valori

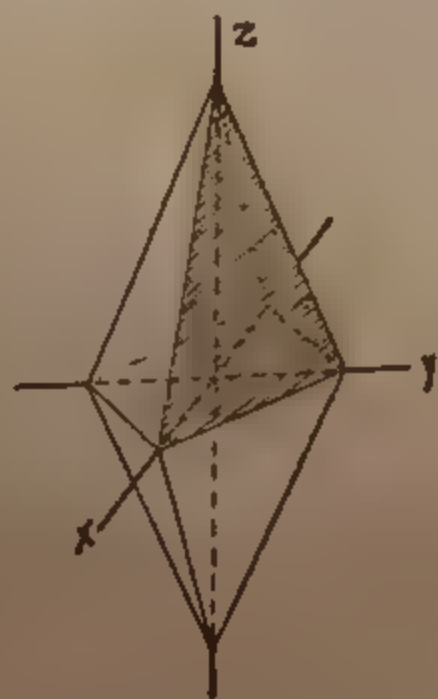



Fig. 20. - Faccia che taglia gli assi x, y in rapporti eguali, z in rapporto maggiore (*simb.* h. h. l.).

assoluti (per es. in millimetri), il valore dei parametri cambierà se la forma sarà più piccola o più grande, ma siccome noi sappiamo (per la legge di costanza degli angoli diedri) che le facce sono sempre spostate parallelamente a quelle corrispondenti della forma modello, ne deriverà che il rapporto reciproco dei parametri rimarrà costante.

Forme cristalline. — Le forme cristalline che si possono trovare in natura sono numerose. Noi le dividiamo in gruppi, detti *sistemi;* ogni sistema riunisce tutte le forme caratterizzate dagli stessi elementi di simmetria, centro, piani, assi di simmetria, assi cristallografici. Tutti i cristalli che hanno in comune alcuni elementi di simmetria, costituiscono un grande gruppo detto *sistema.* Per stabilire il sistema al quale appartiene un cristallo servono pure gli

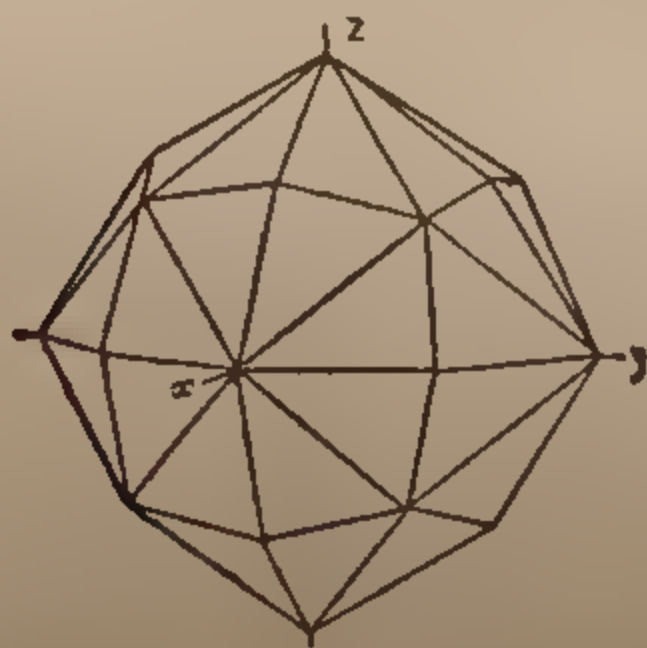



Fig. 21. - Esacisottaedro.

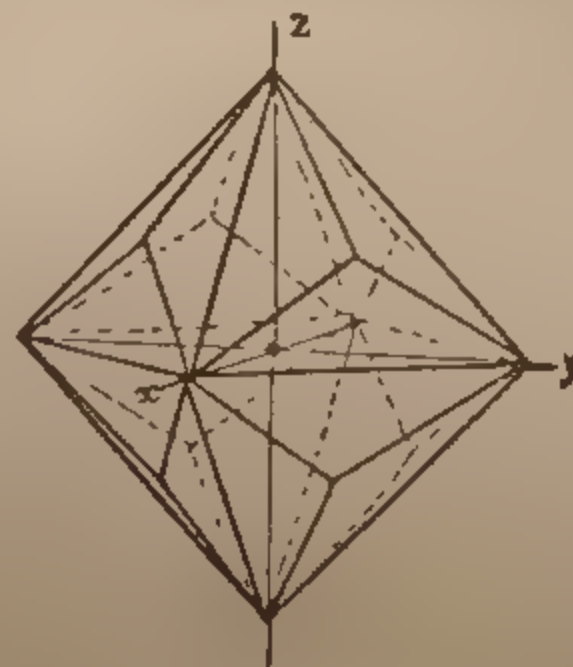



Fig. 22. - Triacisottaedro.

assi cristallografici. I sistemi che oggi si considerano in cui possono cristallizzare i minerali sono 7; vediamo le caratteristiche di ciascun sistema, e le principali forme cristalline.

I. *Sistema monometrico.* È detto anche *cubico* od *isometrico*, ed è caratterizzato perchè i suoi assi cristallografici x, y, z, sono ortogonali con parametri fondamentali eguali. Vi sono 9 piani di simmetria; 13 assi di simmetria di cui 4 ternari; 3 quaternari (coincidenti con x, y, z) e 6 binari che nel cubo uscirebbero dal centro degli spigoli.

A questo sistema appartengono le seguenti forme:

L'*esacisottaedro* (fig. 21), che si può considerare come formato da un ottaedro, nel quale ogni faccia sia sormontata da una piramide di 6 faccette che sono triangoli scaleni: in totale ha quindi 48 facce; è una forma tipica pel diamante.

Il *triacisottaedro* (fig. 22), è come il precedente ma le piramidi sono di 3 faccette triangolari isosceli: ha 24 facce.

L'*icositetraedro* (fig. 23), simile al precedente ma con 24 facce quadrilatere deltoidi.

Il *tetracisesaedro* (fig. 24), o cubo piramidato, che ha l'aspetto

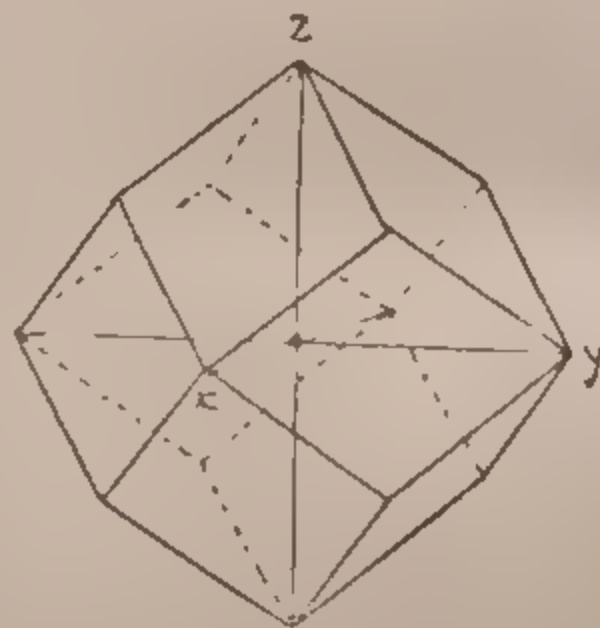
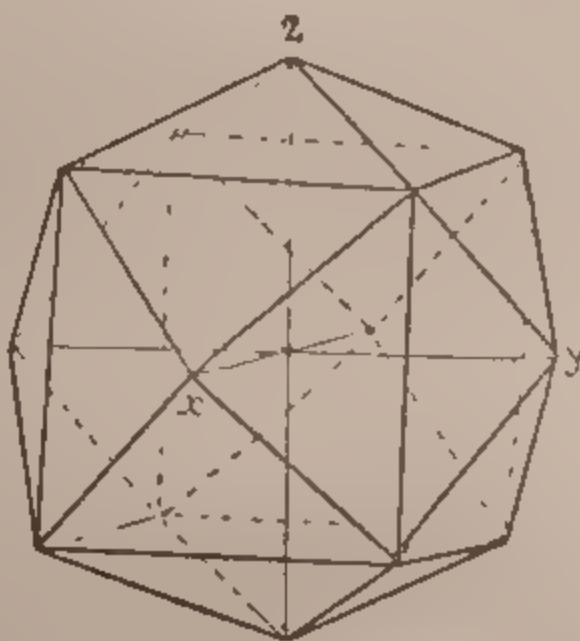
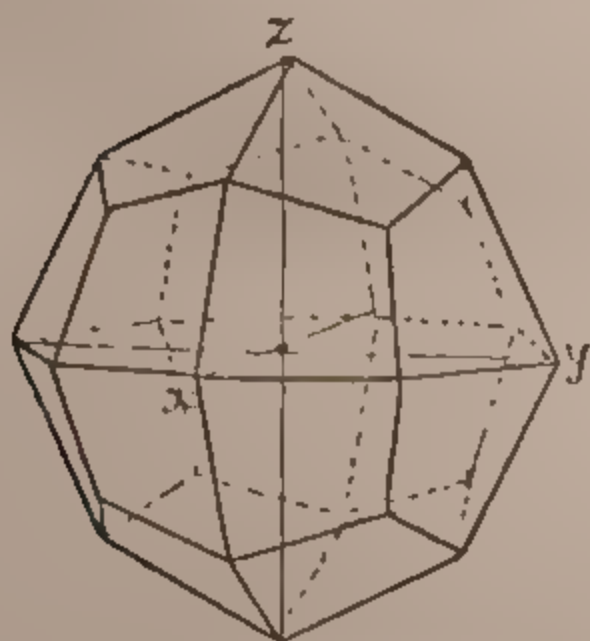



FIG. 23. - Icositetraedro. FIG. 24. - Tetracisesaedro. FIG. 25. - Rombododecaedro

di un cubo nel quale ogni faccia porta una piramide di 4 faccette triangolari isosceli: ha quindi anche questo 24 facce.

Il *rombododecaedro* (fig. 25), solido costituito da 12 facce rombe.

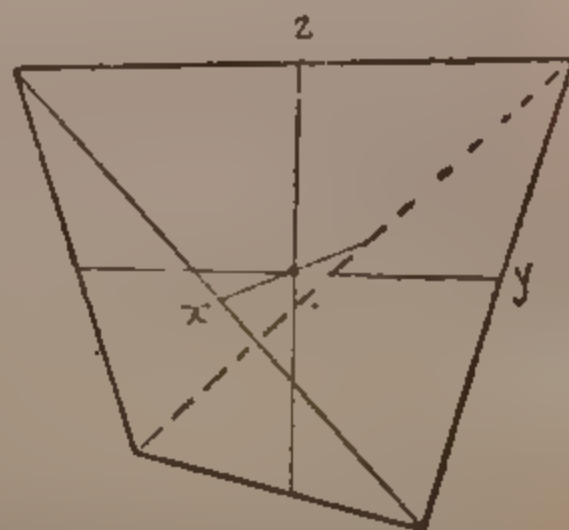
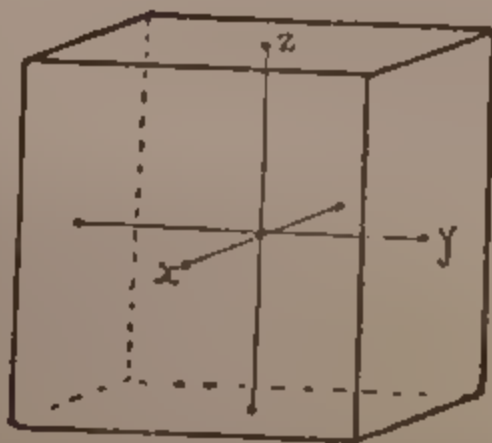
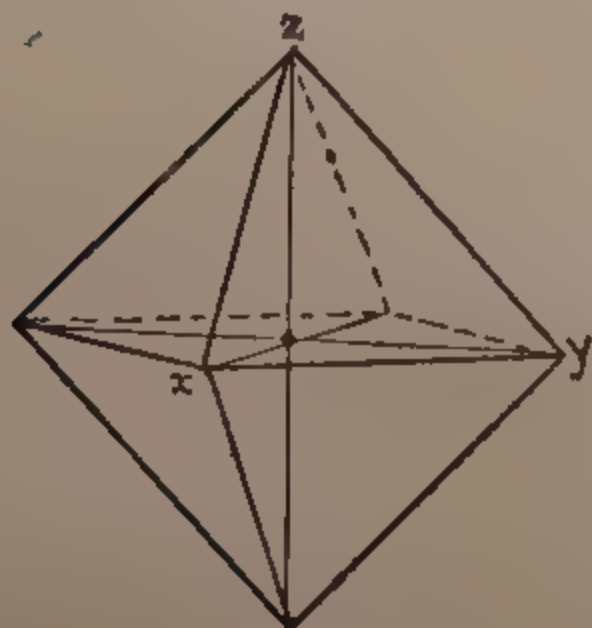



FIG. 26. - Ottaedro.

FIG. 27. - Cubo.

FIG. 28. - Tetraedro.

L'*ottaedro* (fig. 26), formato da 8 facce triangolari equilatere

Il *cubo* o *esaedro* (fig. 27), formato da 6 facce quadrate parallele due a due.

Oltre queste forme dette *oloedriche*, ve ne sono alcune dette *emiedriche* perchè hanno metà delle facce rispetto alle precedenti, e mancano di alcuni elementi di simmetria: fra queste ricordiamo il *tetraedro* (fig. 28) che deriva dall'ottaedro per scomparsa di facce alternate, ed il *pentagonododecaedro* con 12 facce pentagonali (fig. 29).

FIG. 29.
Pentagonododecaedro

Ricordiamo infine che varie forme semplici possono trovarsi spesso riunite in una unica forma, che in tal caso dicesi *composta:* le singole forme semplici costituenti una forma composta, sono tutte iso-

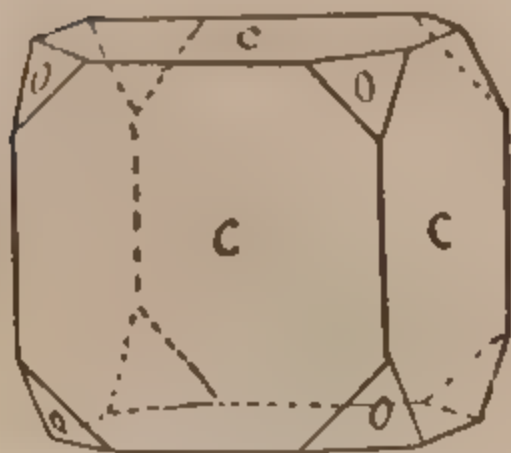



FIG. 30. - Forma composta dal cubo C e dal l'ottaedro O, col cubo più sviluppato.

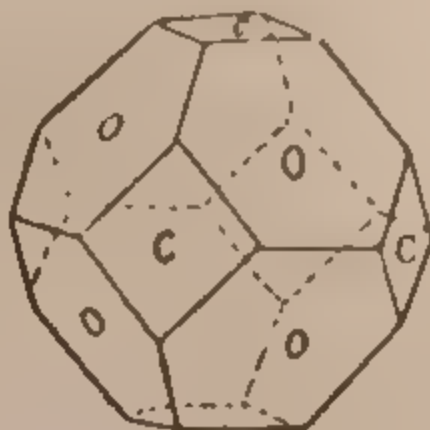



FIG. 31. - Forma composta dal cubo C e dall'ottaedro O, con l'ottaedro più sviluppato.

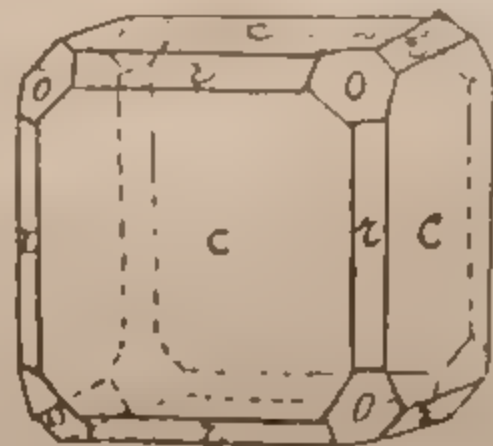



FIG. 32. - Forma composta dal cubo C, dall'ottaedro O e dal rombododecaedro r.

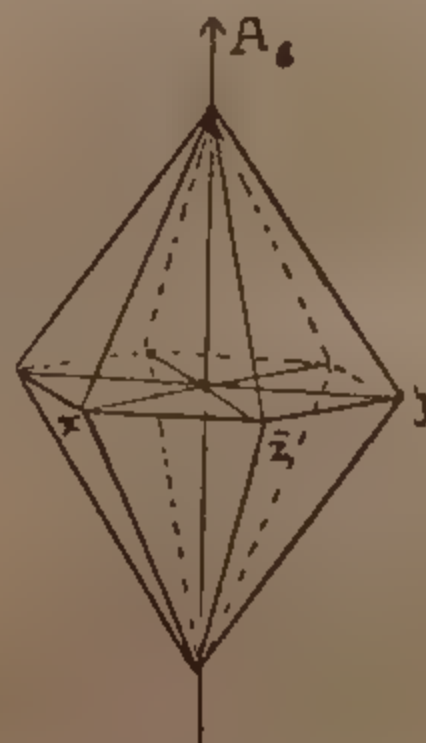
orientate, come si può controllare osservando le fig. 30, 31, 32, mettendole in rapporto con le rispettive forme semplici delle fig. 25, 26 e 27.

II. ***Sistema esagonale.*** È caratterizzato perchè gli assi x, y, z giacciono in un piano orizzontale intersecandosi con angoli di 60° ed hanno parametri eguali: esiste poi un asse verticale di simmetria senaria: vi sono inoltre 7 piani di simmetria (6 verticali, 1 orizzontale), e 6 assi di simmetria binaria situati nel piano orizzontale, perpendicolare all'asse senario. Le forme sono le seguenti:

La *bipiramide diesagonale* (fig. 33) costituita da due piramidi unite per la base di 12 facce triangolari leggermente scalene, in modo che gli spigoli culminanti con l'asse senario non sono tutti eguali, ma alternativamente uno più uno meno ottusi.

FIG. 33. Bipiramide diesagonale. FIG. 34. Bipiramide esagona.

La *bipiramide esagona* (fig. 34), costituita da due piramidi unite per la base ciascuna di 6 facce triangolari isoscele.

Il *prisma diesagonale* (fig. 35), costituito da 12 facce parallele

all'asse senario, con base formata da 12 lati uguali formanti angoli alternativamente più o meno ottusi.

Il *prisma esagono* (fig. 36) costituito da 6 facce parallele all'asse senario, ed avente per base un esagono regolare.

FIG. 35. - Prisma diesagonale e pinacoide *P*.

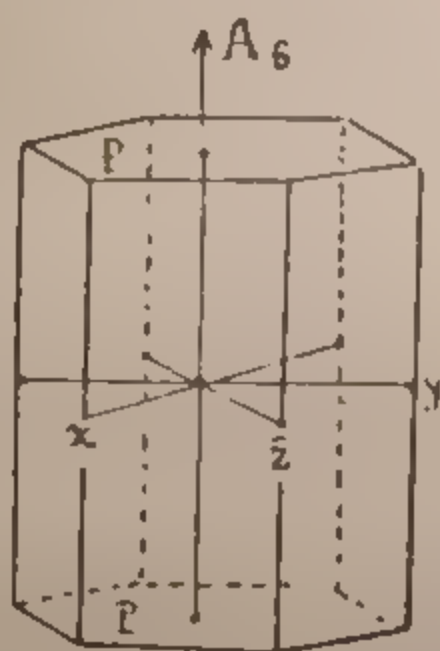



FIG. 36. - Prisma esagonale e pinacoide *P*.

Il *pinacoide* o *base* è costituito da due facce equivalenti parallele al piano orizzontale indicate con la lettera P nelle fig. 35 e 36.

Prismi e pinacoidi diconsi forme aperte perchè non delimitano una porzione definita dello spazio, quindi non possono esistere da soli; le bipiramidi sono forme chiuse: in questo sistema si trovano spesso bipiramidi combinate con prismi.

III. ***Sistema trigonale*** (o romboedrico). Si differenzia dal sistema precedente perchè l'asse verticale è di simmetria ternaria; si hanno inoltre tre assi di simmetria binaria, 3 soli piani verticali ed il centro. Le forme tipiche di questa classe sono essenzialmente due:

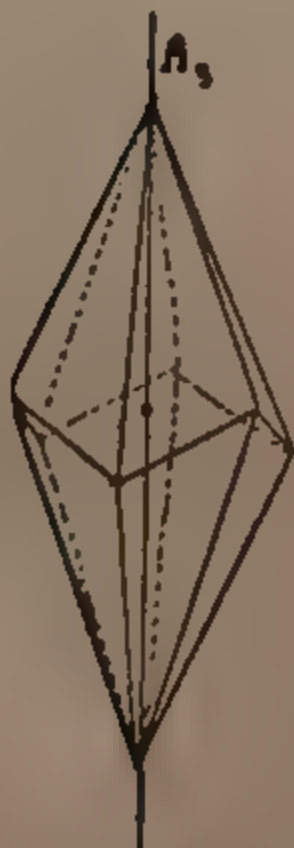



FIG. 37. Scalenoedro.

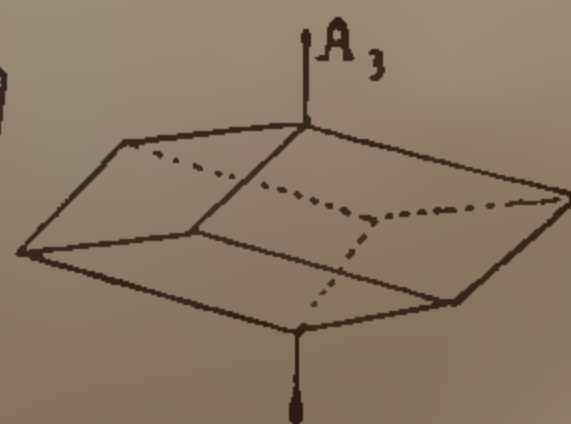
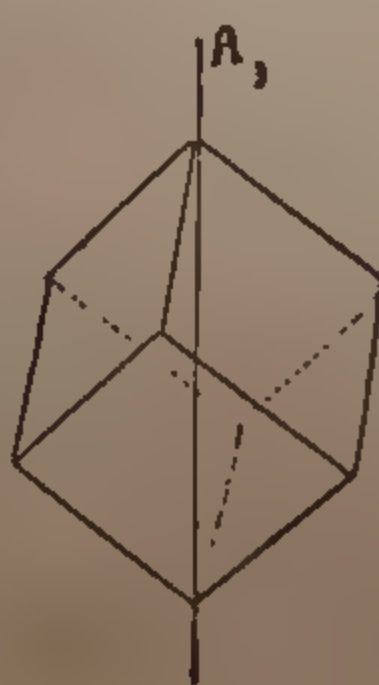



FIG. 38, 39, 40. - Diversi tipi di romboedri più o meno allungati.

Lo *scalenoedro* (fig. 37) che ha un po' l'aspetto di una bipiramide, ma è formato da 6 facce sopra e 6 sotto a forma di triangoli scaleni, in modo che gli spigoli culminanti con l'asse verticale ternario risul-

tano alternativamente uno più, uno meno ottuso o gli spigoli laterali sono disposti a zig-zag.

Il *romboedro* è un solido di 6 facce rombiche, con tre spigoli uguali culminanti in alto, e tre in basso, e spigoli laterali disposti a zig-zag. Ricordo inoltre qui che, come in tutti i sistemi (eccetto il monometrico), si possono avere (rispetto l'asse verticale) forme allungate e forme accorciate (fig. 38 a 40).

IV. ***Sistema tetragonale.*** In questo sistema gli assi x, y, z sono ortogonali, con x e y eguali mentre la z è maggiore o minore, dando quindi origine a forme allungate o accorciate. La z è sempre un asse quaternario, vi sono inoltre 4 assi di simmetria binaria perpendicolari all'asse quaternario, formanti fra loro angoli eguali di 45°

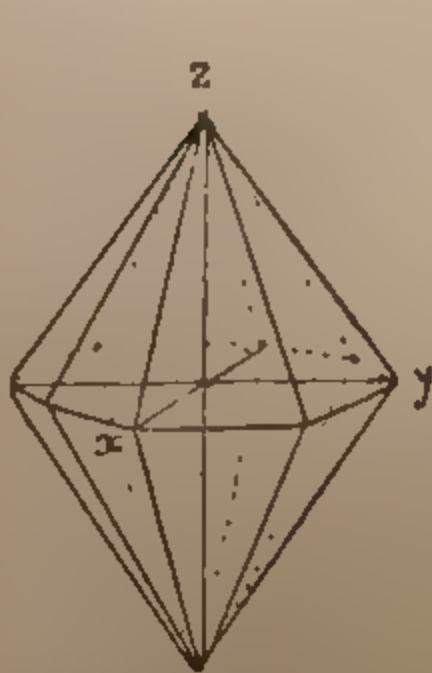
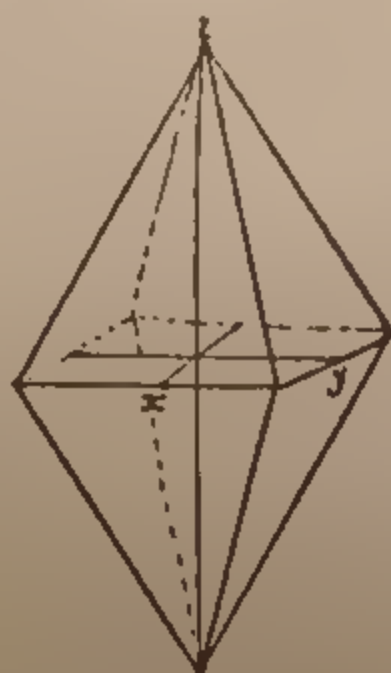
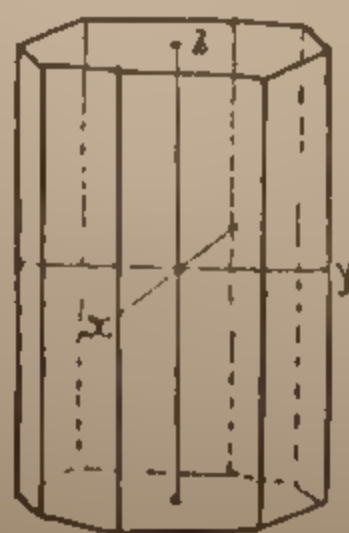



FIG. 41. - Bipiramide ditetragonale. FIG. 42. - Bipiramide tetragonale. FIG. 43. - Prisma ditetragonale. FIG. 44. - Prisma tetragonale.

e cinque piani di simmetria, di cui 4 verticali ed uno orizzontale, ed il centro. Le forme sono le seguenti:

La *bipiramide ditetragonale* (fig. 41) formata da due piramidi unite per la base, ciascuna di 8 facce triangolari leggermente scalene, in modo che la base non è un ottagono regolare, ma ha angoli alternativamente più o meno ottusi.

La *bipiramide tetragonale* (fig. 42) formata da due piramidi unite per la base ciascuna di 4 facce triangolari isosceli, in modo che la base è quadrata.

Il *prisma ditetragonale* (fig. 43) formato da 8 facce parallele all'asse quaternario formanti fra loro angoli alternativamente più o meno ottusi.

Il *prisma tetragonale* (fig. 44) formato da 4 facce parallele all'asse quaternario, con base quadrata.

Il *pinacoide-base*, formato da due facce parallele al piano orizzontale e chiudente i prismi.

V. ***Sistema rombico*** (od ortorombico). Ha gli assi cristallografici ortogonali, ma x, y e z diversi fra loro; i tre assi cristallografici sono di simmetria binaria; esiste il centro e tre piani di simmetria ortogonali fra loro. Le forme di questo sistema sono:

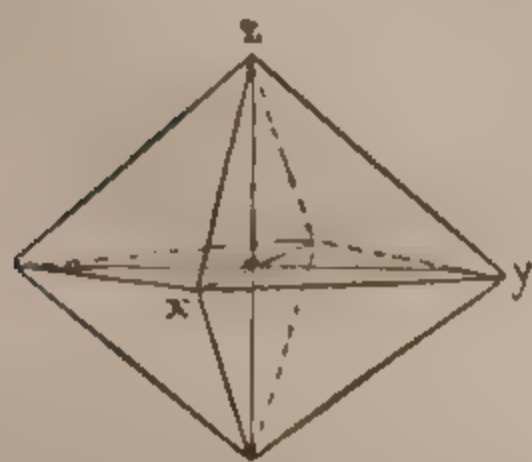



Fig. 45.
Bipiramide rombica

La *bipiramide rombica* (fig. 45) formata da due piramidi unite per la base, ciascuna di 4 facce triangolari scalene, in modo che la base è un rombo.

I *prismi rombici* formati da 4 facce parallele ad un asse, con base romba. Mentre

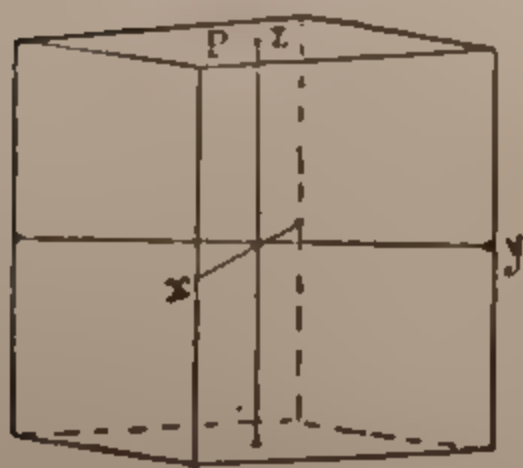



Fig. 46. - Prisma rombico verticale.

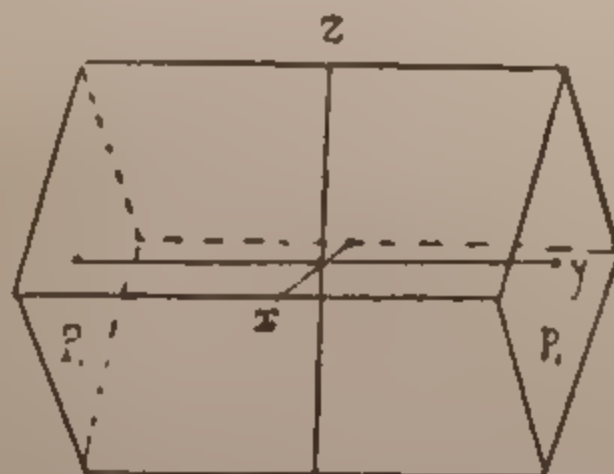



Fig. 47. - Prisma rombico parallelo alla y.

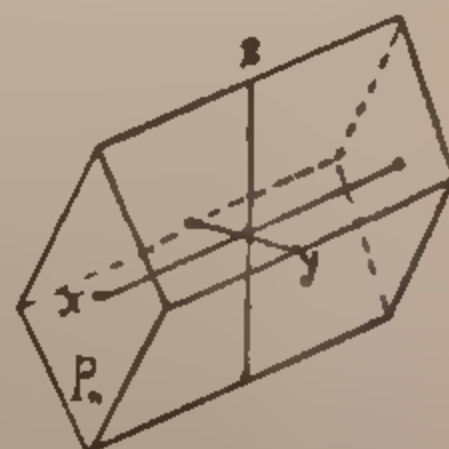



Fig. 48. - Prisma rombico parallelo ad x.

però nel sistema precedente esiste solo il prisma verticale, qui, secondo l'orientazione, abbiamo tre prismi, il *prisma verticale* parallelo all'asse z (fig. 46) e *due prismi orizzontali*, uno parallelo all'asse y (fig. 47) ed un altro parallelo alla x (fig. 48).

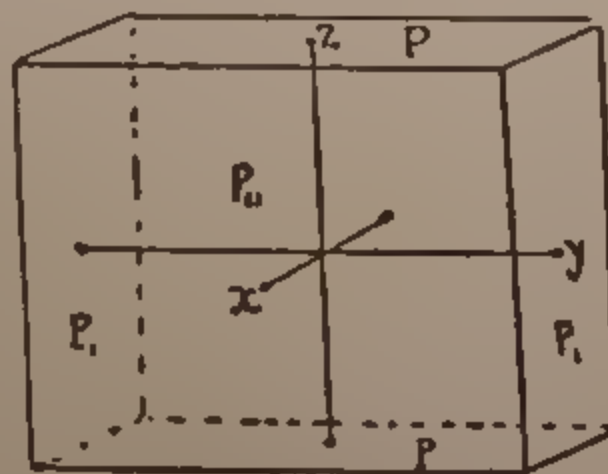



Fig. 49. - Forma composta dai tre pinacoidi P $P_{,}$ $P_{,,}$

I *pinacoidi*, in questo sistema possono essere tre, in rapporto ai tre tipi di prismi accennati sopra; i tre pinacoidi riuniti insieme dànno un prisma a base rettangolare (fig. 49).

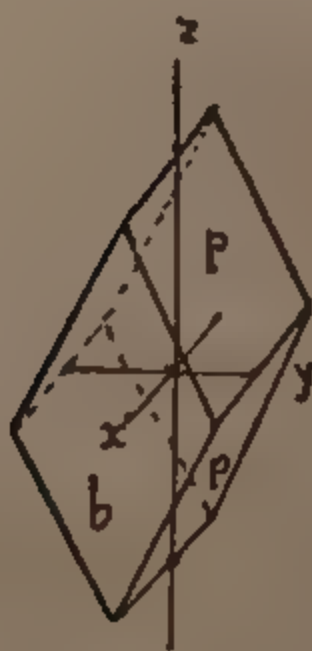



Fig. 50.
Cristallo monoclino formato da un prisma obliquo P ed un pinacoide b.

Fig. 51.
Cristallo moclino di gesso.

VI. ***Sistema monoclino.*** Questo sistema non ha più che un piano di simmetria, ed un asse di simmetria binaria perpendicolare al piano (la y). Gli assi cristallografici x, y, z sono tutti e tre diversi, la y è perpendicolare

alla z, ma la x è inclinata, cioè forma con la z un angolo (verso l'osservatore) maggiore di 90°.

A questo sistema non appartengono che *prismi a base rombica, obliqui* e *pinacoidi* (fig. 50 e 51)

VII. — *Sistema triclino.* La simmetria qui è minima, non esistendo altro che il centro di simmetria. Gli assi cristallografici x e y sono entrambi inclinati rispetto la z sempre verticale. Data la mancanza di piani, non possono esistere che facce parallele due a due (in virtù del centro) cioè solo *pinacoidi*. Si possono però avere cristalli anche molto complessi, formati da numerosi pinacoidi riuniti insieme.

SPECCHIETTO RIASSUNTIVO DEGLI ELEMENTI DI SIMMETRIA DEI 7 SISTEMI

Sistema	Assi cristallografici x, y, z	Assi di simmetria				Piani
		A_6	A_4	A_3	A_2	
MONOMETRICO	x, y, z ortogonali $x = y = z$	—	3	4	6	9
ESAGONALE	x, y, z in un piano orizzontale, più si ha un asse verticale $x = y = z$	1	—	—	6	7 { 6 vertic. 1 orizz.
TRIGONALE	*id.*	—	—	1	3	3 verticali
TETRAGONALE	x, y, z ortogonali $x = y \gtreqless z$	—	1	—	4	5 { 4 vertic. 1 orizz.
ROMBICO	x, y, z ortogonali di lunghezze diverse	—	—	—	3	3 ortogonali
MONOCLINO	y, z ortogonali, x inclinato rispetto la z, di lunghezze diverse	—	—	—	1	1
TRICLINO	x, y inclinati rispetto alla z, di lunghezze diverse	—	—	—	—	—

Geminati - Accrescimenti paralleli. — Diconsi geminati due cristalli uguali dello stesso minerale uniti non in modo capriccioso, ma in modo che, facendo ruotare uno dei due cristalli attorno ad una retta, (detta *asse di geminazione*) esso viene ad occupare nello spazio la posizione occupata dall'altro: un piano perpendicolare a

detta retta (detto *piano di geminazione*) riprodurrebbe il medesimo fatto per riflessione speculare.

Fra i geminati più tipici di questo genere, possiamo ricordare il geminato *a ferro di lancia* o *a coda di rondine* del gesso (fig. 52), il geminato *a ginocchio* (fig. 53) del rutilo; bellissimo è il *geminato a croce* (fig. 54) di un minerale detto per tal motivo staurolite: tipici sono i geminati della fluorite, formati da due cubi compenetrati, quelli dell'ortoclasio, ecc. Talora i geminati possono essere formati da tre o più cristalli: in tal caso diconsi *geminati multipli* e tra questi è tipico quello già citato a pag. 13 dell'aragonite, in cui si hanno tre prismi a base romba saldati talora così bene insieme da apparire nel complesso come un unico prisma a base esagonale (vedi fig. 133).

Fig. 52. - Geminato a ferro di lancia (del gesso).

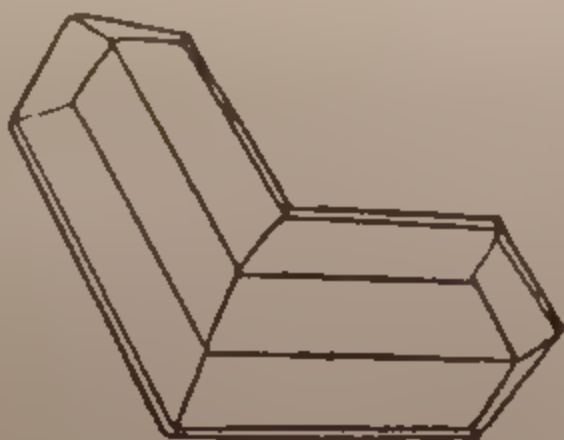



Fig. 53. - Geminato a ginocchio (di rutilo).

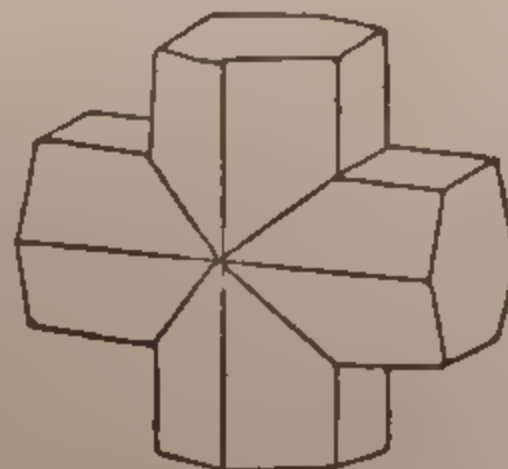



Fig. 54. - Geminato a croce (di staurolite).

Non bisogna confondere i geminati multipli con gli *accrescimenti paralleli*, costituiti da gruppi di cristalli, per lo più prismatici o lamellati tutti vicini, spesso anzi in parte saldati, ed orientati tutti nello stesso modo: si hanno begli esempi di accrescimenti paralleli nel quarzo, nella calcite ed in molti altri minerali.

Aggregati cristallini - Strutture cristalline. — I cristalli in natura si possono trovare o dentro le rocce o impiantati alla loro superficie entro cavità o spaccature o sparsi, messi nelle alluvioni in libertà dal disfacimento delle rocce che li racchiudevano: possono trovarsi rari e disseminati, ovvero abbondanti e riuniti a gruppi spesso anche assai artistici. Quando si ha un gruppo numeroso di cristalli impiantati su una superficie più o meno piana, caso frequentissimo, dicesi *drusa;* se invece i cristalli tappezzano le pareti interne di una cavità chiusa si ha una *geode:* belle geodi si hanno pel quarzo ametista (fig. 121). I cristalli rappresentati da bei solidi poliedrici con facce piane ben sviluppate, non sono in linea di massima molto comuni. I minerali si presentano assai spesso costituiti da aggregati

di piccoli cristalli deformi ed irregolari per le pressioni reciproche subite durante il processo della loro formazione, in modo che spesso non è neppur più possibile riconoscere in essi le forme poliedriche tipiche studiate nei vari sistemi; rimangono però sempre le rispettive caratteristiche fisiche sulle quali ci intratterremo nel capitolo seguente. Un minerale, che si presenti in tal modo, non lo chiamiamo cristallo ma diremo che ha *struttura cristallina*. I cristalli che, aggregati in una unica massa, costituiscono questi minerali, possono essere talora

Fig. 55. - Struttura fibroso-raggiata della pirolusite.

ancora abbastanza voluminosi, ma spesso occorre la lente od il microscopio per vederli; la struttura cristallina può quindi essere *macromera* (a elementi grossi) o *micromera* (a elementi piccoli) o *afanitica* (a elementi piccolissimi); in questi ultimi casi il minerale ad occhio nudo ci appare *compatto* come il diaspro, l'alabastro, ecc.

Se invece la struttura cristallina è macromera secondo la forma e l'orientazione dei singoli individui assume aspetti vari che si indicano con nomi appropriati: così la struttura potrà essere: *colonnare, fibrosa, fibroso-raggiata* (fig. 55) o *stellata, bacillare, reticolata, lamellare, fogliacea, granulare, saccaroide*, ecc.

Oltre che sulla struttura interna, gli aggregati cristallini possono influire sulla forma esterna dei minerali, facendo spesso assumere

FIG. 56. - Struttura coralloide dell'aragonite detta *flos ferri*.

forme tipiche, talora imitative; tra queste alcune vanno ricordate, così: la *reniforme*, la *mammellonare*, la *nodulare*, la *coralloide* (fig. 56) quando imita l'aspetto di un corallo, come una varietà di aragonite detta *flos ferri*; la *dendritica* quando i cristallini sono uniti fra di loro in modo da imitare nell'insieme delle arborescenze (es.: l'oro, il rame nativo, la pirolusite) (fig. 57); la *pisolitica* quando è formata da tante piccole sferette cementate come si osserva talora per la calcite (fig. 58); *oolitica* se da sferette molto piccole; *stalattitica* se formata da strati sovrapposti formanti nell'insieme un cono allungato, come si osserva nelle stalattiti delle grotte (fig. 59); *concrezionata* se formata da strati successivi incrostanti (fig. 146).

FIG. 57. - Struttura dendritica della pirolusite.

Costituzione molecolare dei cristalli. — Lo stato cristallino dei minerali, e le relative proprietà fisiche ci indicano che la materia di cui sono costituiti deve avere una struttura speciale, per la quale le particelle debbono essere disposte con un ordine determinato.

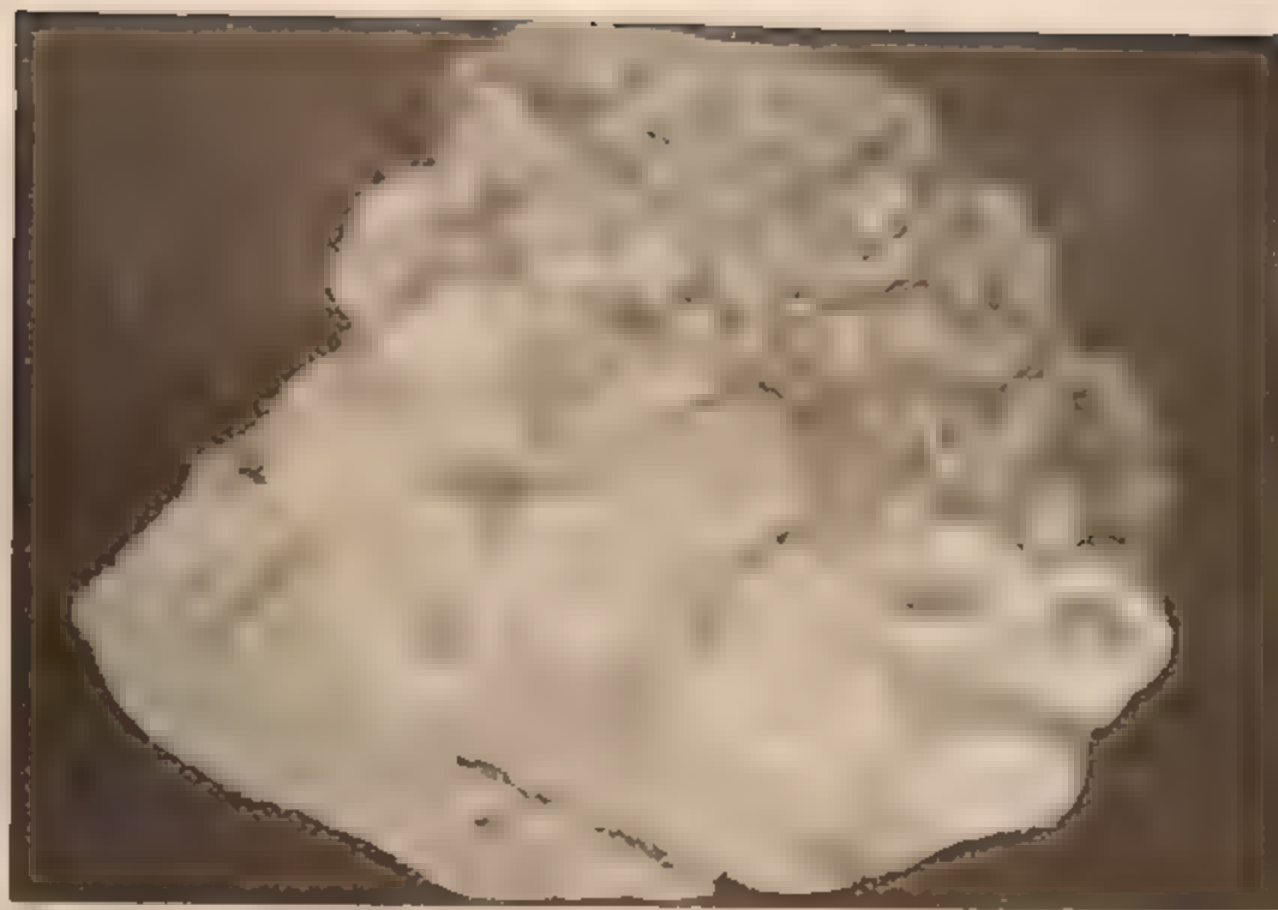



Fig. 58. - Struttura pisolitica della calcite

Fig. 59. - Struttura stalattitica della calcite (una stalattite sezionata).

Si deve ad *Haüy* la prima teoria emessa per spiegare appunto tale struttura intima dei cristalli. Haüy basandosi sulla legge di razionalità degli indici, sulle proprietà fisiche dei cristalli e specialmente sulla sfaldatura, per la quale un cristallo o una sostanza cristallina si può rompere in solidi geometrici sempre più piccoli della stessa specie, fu indotto ad emettere l'ipotesi che «i cristalli risultano formati dalla sovrapposizione di tante particelle di forma geometrica della forma corrispondente a quella del solido di sfaldatura», e spiegò le altre forme del medesimo sistema a cui appartiene il cristallo, ammettendo una sottrazione di file regolari di particelle geometriche. Così, per esempio, un cubo risulterebbe dalla sovrapposizione di tanti cubetti; dal cubo poi per sottrazione in un senso o in un altro di file o strati successivi di cubetti, si potrebbero derivare

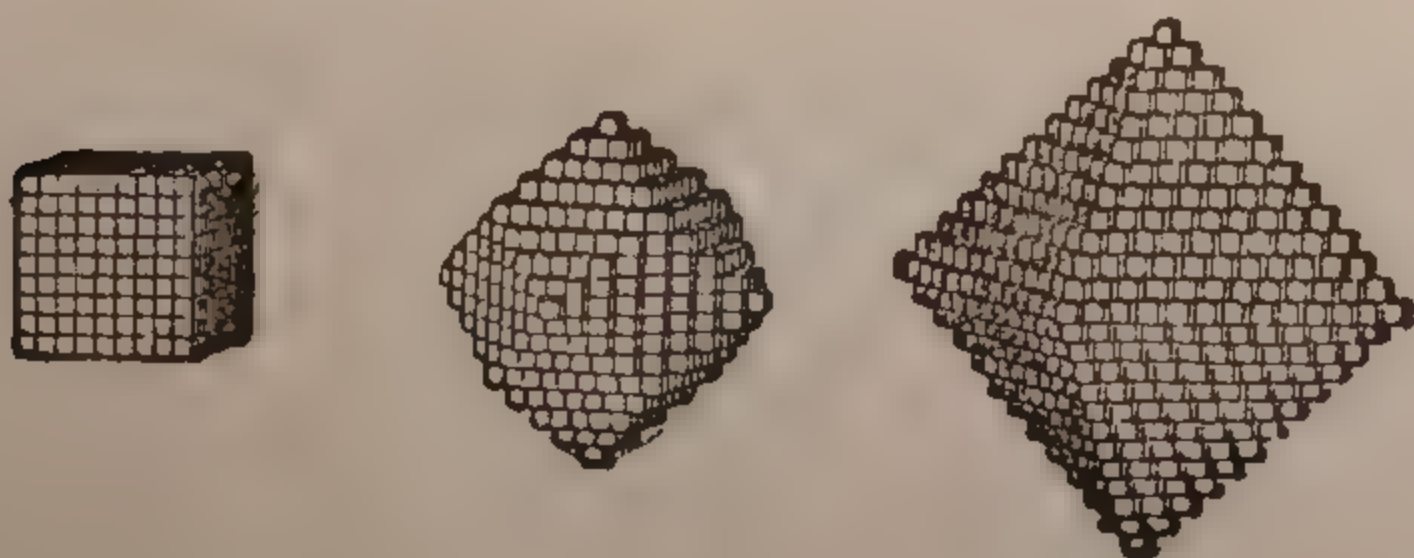



Fig. 60. - Cristalli formati da particelle geometriche, secondo la teoria di Haüy.

tutte le altre forme del sistema monometrico (fig. 60); le facce dei cristalli appaiono piane per le dimensioni piccolissime delle particelle geometriche.

La teoria di Haüy fu però sostituita dalla teoria di *Bravais* e *Frankenheim* oggi universalmente accettata. Infatti per la teoria di Haüy bisognerebbe ammettere che la materia sia continua, cioè che le particelle geometriche siano in contatto le une colle altre, mentre oggi si ritiene che anche nei solidi le particelle non si toccano, ma sono in continuo movimento, cioè che anche nei solidi la materia è discontinua. Secondo la teoria di Bravais e Frankenheim, si ammette che i cristalli siano costituiti da tanti gruppi di atomi o molecole; ogni gruppo ha un centro di equilibrio o d'attrazione o di gravità rappresentato da un punto; questi punti d'attrazione non sono sparsi disordinatamente, ma allineati ed equidistanti in numero determinato, in modo che se si immagina di unire con delle linee detti punti si otterrebbe una maglia (detta *reticolo spaziale*) di forma

geometrica, nella quale i punti d'attrazione rappresenterebbero i nodi (fig. 61). Furono stabiliti i vari tipi di reticoli spaziali possibili nelle forme cristalline, e si trovò che il numero di detti tipi coincide perfettamente col numero dei sistemi cristallini.

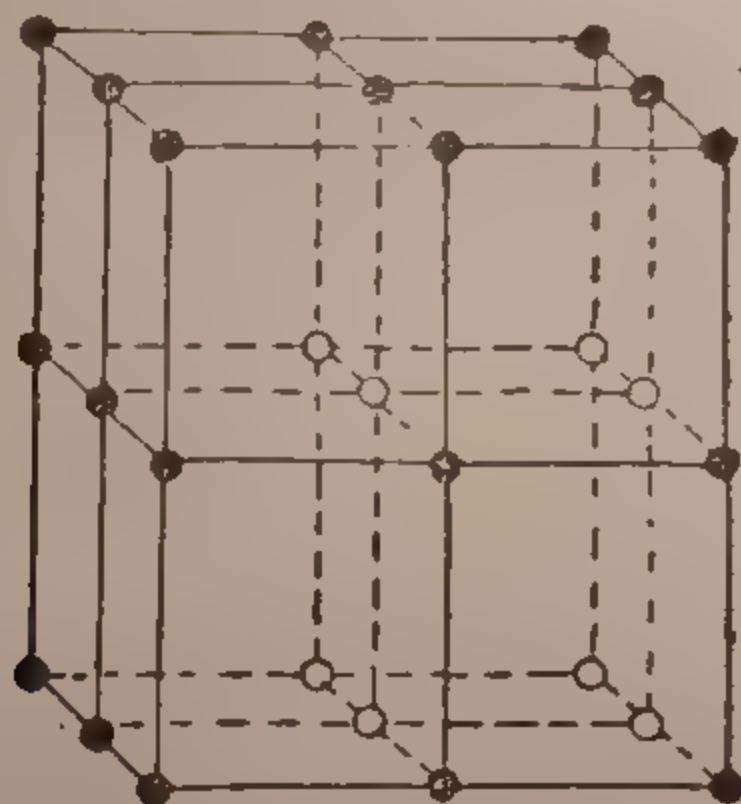



Fig. 61. - Un reticolo spaziale secondo la teoria di Bravais.

CAPO III

PROPRIETÀ FISICHE DEI CORPI SOLIDI

Peso specifico. — Il peso specifico, come sappiamo già dalla Fisica, è il rapporto tra il peso di un dato volume del corpo ed il peso di un eguale volume di acqua distillata a 4°C. Per determinare il peso specifico anche pei minerali si ricorre ai metodi insegnati dalla Fisica, cioè al *picnometro*, all'*areometro di Nicolson*, ecc. determinando prima con una bilancia di precisione il peso del pezzetto di minerale, e determinando quindi con esattezza con questi strumenti il peso del volume dell'acqua spostata. Per la descrizione dei suddetti strumenti rimandiamo ai testi di Fisica per non fare inutili ripetizioni.

Se però si vuol determinare il peso specifico di quantità minime di un minerale, pochi milligrammi, spesso ridotti in polvere, i metodi sopraccitati non sono applicabili con esattezza: in tal caso in Mineralogia si ricorre al *metodo delle soluzioni pesanti:* si usano cioè certi liquidi a peso specifico molto elevato sino a 4 circa (es. liquido del Thoulet, del Clerici, ecc.); nel liquido scelto si versa un granellino o la polvere del minerale il quale se ha un peso specifico minore resterà a galla: ciò fatto si versa a gocce dell'acqua agitando il liquido, sinchè il granellino resta in equilibrio indifferente, cioè sta in mezzo e non va nè a fondo nè a galla; ciò si verificherà quando il peso specifico del liquido sarà esattamente eguale a quello del minerale: in tal caso basterà quindi determinare il peso specifico del liquido ricorrendo ai metodi insegnati in Fisica, tra i quali uno molto rapido ed esatto è quello della *bilancia di Westphal.*

Il peso specifico è un carattere importante che permette di riconoscere un minerale da un altro; così il diamanto si riconoscerebbe subito dal quarzo perchè il primo ha peso specifico 3,52, il secondo 2,65. Il peso specifico però ha valore se determinato su campioni puri.

Durezza. — La durezza dei minerali dipende dalla loro maggior o minore coesione, ed è la proprietà che essi hanno di resistere più o meno alla abrasione, quindi la resistenza da essi opposta a lasciarsi scalfire. La durezza si determina per confronto, ed è stata riferita dal

Mohs a 10 minerali scelti come termini di paragone, e che quindi costituiscono la *scala delle durezze;* questa scala è la seguente:

1. *Talco.*	6. *Ortosio.*
2. *Gesso.*	7. *Quarzo.*
3. *Calcite*	8. *Topazio.*
4. *Fluorite.*	9. *Corindone.*
5. *Apatite.*	10. *Diamante.*

Ciascuno di questi termini è scalfitto da quelli che lo seguono, e scalfigge a sua volta i precedenti, così la calcite riga il gesso ed il talco, e non la fluorite, apatite, ecc. i quali a loro volta rigano la calcite. Il minerale più tenero è quindi il talco, il più duro che non è rigato da nessuna sostanza è il diamante. Due minerali che abbiano la stessa durezza si consumano a vicenda; così il diamante non può essere sfaccettato se non usando polvere di diamante, che si logora anch'essa diventando più fine. Sulla durezza è basato l'uso degli *abrasivi* per lavorare altri materiali, così con le mole di smeriglio (lo smeriglio è una varietà di corindone) si lavora l'acciaio.

I primi due termini della scala delle durezze sono rigabili con l'unghia; tutti i minerali che hanno durezza analoga diconsi *teneri* ed al tatto dànno un senso di untuosità; i termini da 3 a 6 sono rigabili da una punta di acciaio comune, per esempio da un temperino, e diconsi *duri;* i termini superiori diconsi *durissimi;* a questa ultima categoria debbono appartenere le gemme usate a scopo ornamentale, perchè se avessero una durezza inferiore con l'uso finirebbero per logorarsi.

Per determinare la durezza di un minerale, bisogna possedere un pezzetto di ciascun minerale della scala di Mohs, quindi si procede con prove di confronto per tentativi, con l'ausilio di un temperino. Si può anche ricorrere a speciali apparecchi detti *sclerometri,* nei quali si fa scorrere il minerale sotto una punta di acciaio o di diamante che sfiori una faccia, e la durezza è calcolata dal peso col quale bisogna caricare la punta per produrre sulla faccia una scalfittura.

Sfaldatura. — La sfaldatura è la proprietà che hanno molti cristalli o sostanze cristalline di *spaccarsi facilmente secondo piani corrispondenti ad una forma cristallina semplice del sistema nel quale il minerale cristallizza.* Così, per esempio, se prendiamo un cristallo di calcite, sia un prisma esagono sia uno scalenoedro, cercando di romperlo con colpetti di martello, vedremo che non va in frantumi irregolari, ma saltano via dei pezzi che presentano delle facce piane

formanti fra loro angoli uguali a quelli che formano le facce di un romboedro, in modo che come risultato si possono ottenere dei pezzi uguali a dei romboedri, simili a [illegible], che più esattamente diconsi *solidi di sfaldatura;* perciò noi diremo che la calcite presenta una sfaldatura perfetta secondo il romboedro (fig. 62). Questa sfaldatura si può avere non solo cercando di rompere i cristalli, ma spesso anche rompendo masse compatte: ad una massa compatta facilmente sfaldabile si dà il nome di *struttura spatica:* questa struttura è molto frequente nella calcite, baritina, siderite, galena, fluorite, ecc. La

Fig. 62. - Un solido di sfaldatura di calcite.

sfaldatura oltre avere interesse scientifico porta pure ad applicazioni pratiche, così essa ci permette di ottenere i sottili fogli di mica usati nell'industria, così colla sfaldatura si ottengono i bei solidi trasparenti di *spato d'Islanda* (varietà di calcite) usati per fare i Nicols per istrumenti ottici: anche nella lavorazione di pietre preziose si ricorre spesso alla sfaldatura; il diamante per esempio che in natura si trova in generale in esacisottaedri con facce un po' convesse, viene sfaldato ottenendone un ottaedro che è il punto di partenza della sfaccettatura artificiale onde ottenere un « brillante », mentre colle piramidi esagonali saltate via nella sfaldatura si fanno le « rosette ».

Frattura ed altri caratteri dipendenti dalla coesione. — Il nome di frattura in Mineralogia esprime la forma e l'aspetto della superficie ottenuta per rottura in una massa amorfa o in un minerale privo di sfaldatura. La frattura dicesi *concoide*, quando saltano

delle schegge lasciando nella massa delle piccole conche a superficie liscia; è tipica per l'opale (fig. 63): può anche essere *uncinata*, *fibrosa*, *lamellare*. Dalla coesione dipendono pure altri caratteri: così un minerale si dice *fragile* se percosso va facilmente in frammenti; *settile* se facilmente si rompe a lamelle; *malleabile* se percosso si deforma facilmente come il rame nativo e si può ridurre in lamine molto sottili, come l'oro; *duttile* se si lascia tirare in fili sottili come l'argento; *flessibile* se si lascia piegare senza rompersi; *elastico* se piegato riprende poi la posizione primitiva, come le lamine di mica.

Fig. 63. - Frattura concoide dell'opale.

Caratteri termici. — Per ciò che riguarda il comportamento all'azione del calore, si possono applicare anche ai minerali i comportamenti e le leggi che si studiano pei solidi in termologia. Riguardo la conducibilità termica e la dilatabilità, i cristalli del sistema monometrico sono isotropi, cioè si comportano egualmente nelle tre direzioni degli assi; negli altri sistemi invece, la conducibilità termica e la dilatabilità sono maggiori lungo gli assi di maggior simmetria, quindi i cristalli sono anisotropi. Così se da un cristallo monometrico tagliamo una sfera e la scaldiamo, questa si dilata conservando la forma sferica; se invece tagliamo una sfera da un cristallo esagonale, e la scaldiamo, vedremo che la sfera si allunga nella direzione dell'asse senario, assumendo la forma elissoidale. Anche fra i minerali abbiamo *buoni* e *cattivi conduttori* del calore; abbiamo minerali *infusibili* o altri più o meno facilmente *fusibili:* tra i primi ricordiamo la bauxite, le magnesite, ecc. che per il loro comportamento si usano preci-

samente per fare materiali refrattari, tra i fusibilissimi ricordiamo la stibina, che fonde (in piccole scagliette) alla fiamma della candela.

Caratteri magnetici. — Sulle proprietà magnetiche dei minerali non v'è molto da dire; basterà ricordare che alcuni minerali hanno proprietà magnetiche, cioè sono attirati da una calamita, e fanno deviare un ago calamitato; questa proprietà è presentata in modo accentuato da un minerale di ferro detto per tal motivo magnetite, in grado assai minore dalla pirrotite e da pochi altri. Su questa proprietà è basata nell'arte mineraria la separazione e concentrazione della magnetite da sabbie ricche di questo minerale. La magnetite attraversata da un campo magnetico può diventare una calamita permanente, ossia acquistare proprietà *magneto-polari;* in natura i pezzi magneto-polari chiamati nei testi di Fisica *calamite naturali* sono rari, e probabilmente la loro polarità fu acquistata perchè furono colpiti da scariche elettriche temporalesche.

Caratteri elettrici. — Sotto questo punto di vista i minerali si possono dividere in *buoni conduttori* e *cattivi conduttori* dell'elettricità; e su queste proprietà si basano anche applicazioni pratiche; così la grafite per la sua buona conducibilità si usa in galvanoplastica, per fare elettrodi, ecc. invece l'amianto e la mica vengono utilizzati come isolatori sia in rivestimenti di condutture, sia nella fabbricazione di macchine elettriche. Sarà bene ricordare che nei cristalli buoni conduttori, la conducibilità elettrica varia secondo gli assi di simmetria diversa, analogamente a quanto già vedemmo per la conducibilità termica.

Un fenomeno interessante pure in rapporto con la struttura cristallina è la *piroelettricità* che presentano i cristalli prismatici privi di centro e quindi terminati diversamente alle due estremità; questi cristalli per riscaldamento assumono alle due estremità cariche elettriche di nome contrario (ad una estremità positive, all'altra negative), come si può constatare ricorrendo alla polvere elettroscopica (solfo e minio) nel modo che si studia in Elettricità: l'esperienza riesce molto bene con un cristallo di tormalina. In certi cristalli (per es. il quarzo) si può ottenere un fenomeno analogo semplicemente per compressione nella direzione dell'asse verticale; a questo fenomeno fu dato il nome di *piezoelettricità*, ed è utilizzato in apparecchi come mezzo sensibile per la rivelazione di vibrazioni.

Caratteri organolettici. — Diconsi caratteri organolettici, quelli che noi possiamo apprezzare col gusto, coll'olfatto e col tatto. Salvo pochi, non hanno una grande importanza. I minerali che hanno

un *sapore* sono rari: a titolo di esempio ricordiamo il salgemma che è salato, il natron ed il trona che hanno sapore alcalino, la epsomite che è amara, l'alunite che è astringente.

L'*odore* ha importanza ancora più piccola perchè sono pochissimi i minerali pei quali noi possiamo apprezzarlo: ricorderò per esempio l'odore bituminoso del bitume; alcuni minerali possono emettere un certo odore se soffregati o picchiati con un martello, così la pirite emette odore solforoso, l'arsenopirite odore agliaceo, alcune varietà di calcari e di quarzi odore fetido (di idrogeno solforato).

In quanto alla sensazione percepibile col *tatto* passando il polpastrello sulla superficie, ricordo la sensazione di untuosità che dànno i minerali teneri, mentre altri ci dànno un senso di ruvidezza; minerali igroscopici possono darci dopo un po' che si tengono in mano sensazione di umido o bagnato.

(*I* raggio incidente, *R* raggio rifratto, *i* angolo d'incidenza, *r* angolo di rifrazione).

(*I* raggio incidente, *O* raggio ordinario, *S* raggio straordinario).

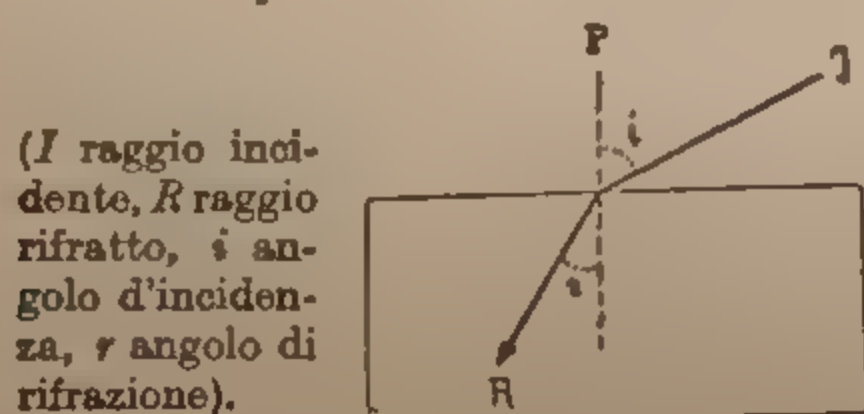
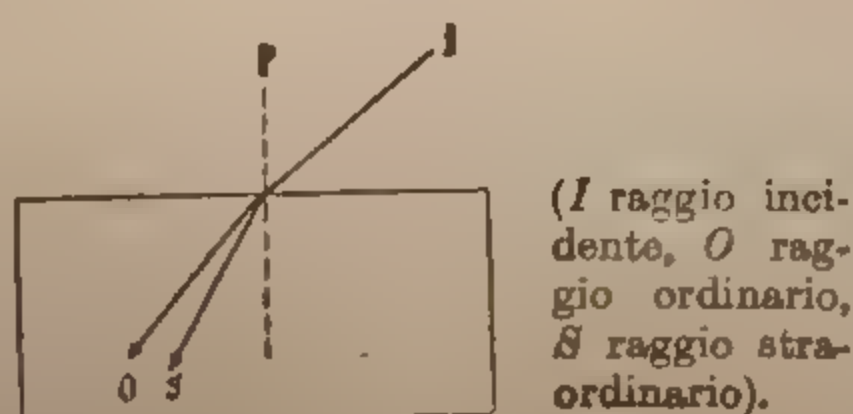



Fig. 64. - Monorifrazione. Fig. 65. - Birifrazione.

Caratteri ottici - Rifrazione. — Un carattere molto importante che presentano i minerali è il modo in cui essi si comportano quando sono attraversati da un raggio di luce; il comportamento è in rapporto con la loro struttura molecolare interna, ed è quindi collegato col sistema di cristallizzazione. Però, per quanto il fenomeno sia molto interessante, qui ci limiteremo a poche nozioni elementari, che dovranno poi essere integrate in fisica collo studio dell'ottica.

Monorifrazione. — Se sopra una lamina trasparente di una sostanza amorfa (es. vetro) o di un cristallo monometrico (es. fluorite) facciamo arrivare con incidenza obliqua un raggio di luce ordinaria, questa penetrando nella sostanza, per la diversità del mezzo ottico di propagazione di questa, cambia di velocità e per conseguenza cambia direzione: si ottiene così un raggio, ancora di luce ordinaria, detto rifratto. La velocità di propagazione della luce nelle sostanze amorfe e monometriche è uguale in qualunque direzione (cioè sono *otticamente isotrope*), per conseguenza si avrà sempre un solo raggio rifratto e per tal motivo diconsi *monorifrangenti:* nella monorifrazione si verificano le note leggi della Fisica, ossia: 1° « Il raggio ri-

fratto giace nel piano determinato dal raggio incidente colla perpendicolare al piano di incidenza ». — 2° « Per ogni sostanza esiste un rapporto costante tra il seno dell'angolo d'incidenza (i) ed il seno dell'angolo di rifrazione (r), rapporto detto indice di rifrazione » (fig. 64).

Birifrazione. — Le sostanze cristallizzate di tutti gli altri sistemi si comportano in modo assai diverso; esse sono *otticamente anisotrope*, perchè la velocità di propagazione della luce in esse varia secondo il variare della direzione, e precisamente si hanno due direzioni, una di minima e l'altra di massima velocità: per conseguenza il raggio di luce penetrato nel minerale si sdoppia in due raggi (fig. 65); inoltre questi due raggi sono costituiti da *luce polarizzata*.

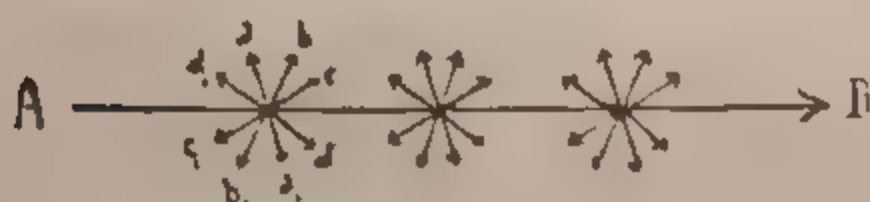



Fig. 66. - Luce ordinaria.
AB linea di propagazione della luce, *a b c*... direzioni delle vibrazioni.

Ricordo che nella luce ordinaria le vibrazioni si verificano nelle infinite direzioni normali alla linea di propagazione (come è indicato schematicamente nella fig. 66) mentre nella luce polarizzata le vibrazioni si verificano in un solo piano, detto *piano di vibrazione* (il piano normale a questo dicesi piano di polarizzazione, fig. 67).

Fig. 67. - Luce polarizzata.
A B linea di propagazione della luce — *a a* direzione delle vibrazioni — *V* piano di vibrazione — *P* piano di polarizzazione.

Queste sostanze nelle quali si hanno due raggi rifratti di luce polarizzata diconsi *birifrangenti:* i piani di vibrazione di questi due raggi rifratti sono fra loro perpendicolari.

Sostanze uniassiche. — Se poniamo un solido di sfaldatura trasparente di calcite sopra un foglio nel quale sia segnato in nero una linea od un punto, osservando per trasparenza, nella direzione della diagonale maggiore della faccia rombica della calcite, vedremo la linea (fig. 68) od il punto sdoppiato in due; ciò ci mette in evidenza il fenomeno della birifrazione sovraddescritto; ma se ora noi facciamo ruotare il solido attorno all'asse perpendicolare al piano della figura, vedremo che uno dei due punti non muta posizione, l'altro si sposta descrivendo un circolo, in modo che dopo un quarto di giro, si sovrappone al primo, così che in detta posizione la sostanza sembra monorifrangente. Ciò è dovuto al fatto che i due raggi hanno valore diverso: uno (corrispondente all'immagine che sta ferma) dicesi

raggio ordinario ed ha una velocità di vibrazione costante quindi anche indice di rifrazione costante, l'altro (corrispondente all'immagine che si sposta) dicesi *raggio straordinario*, ed ha velocità ed indice di rifrazione variabile. Vi è inoltre una direzione nella quale si ha una sola velocità di propagazione quindi un raggio luminoso si propaga lungo essa senza sdoppiarsi, come se la sostanza fosse monorifrangente, questa direzione dicesi *asse ottico*. Le sostanze che hanno un solo asse ottico diconsi *uniassiche*, e sono quelle dei sistemi esagonale, trigonale e tetragonale (detti complessivamente anche dimetrici perchè presentano 2 misure fondamentali). In questi sistemi l'asse ottico coincide con l'asse cristallografico verticale z di maggiore simmetria, quindi rispettivamente con l'asse senario, ternario e quaternario.

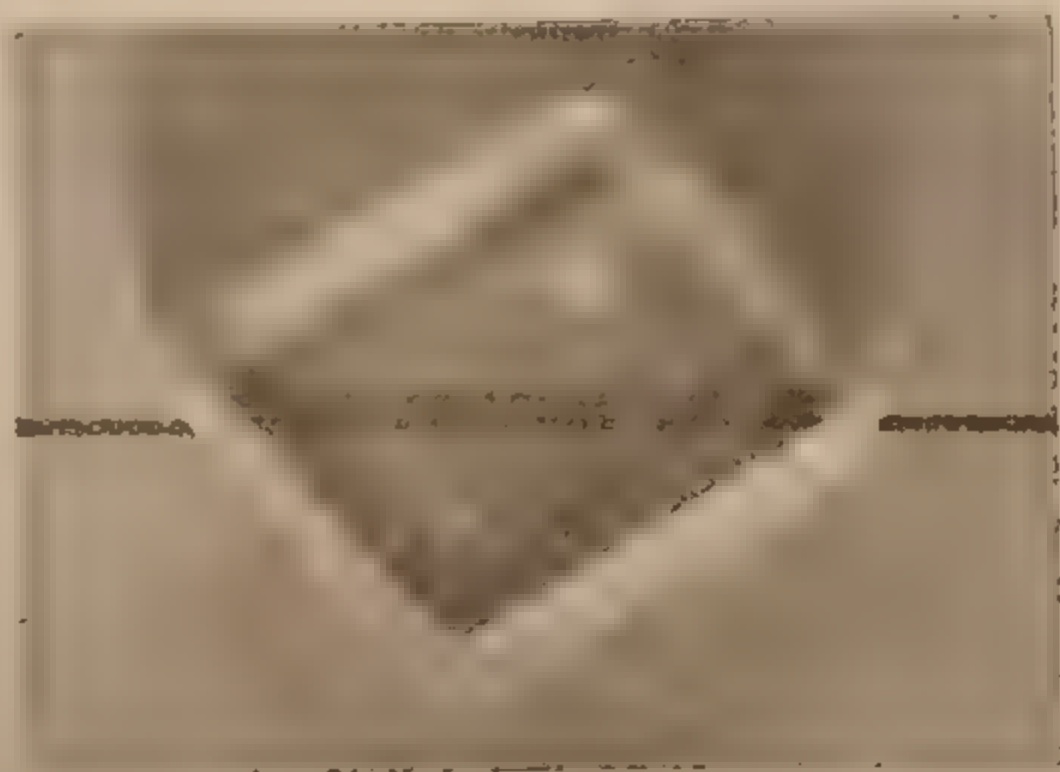



Fig. 68. - Solido di sfaldatura di calcite che fa vedere la linea nera sdoppiata pel fenomeno della birifrazione.

Sostanze biassiche. — Le sostanze degli altri sistemi, cioè rombico monoclino e triclino (detti complessivamente trimetrici, perchè le tre misure fondamentali x, y e z sono diverse fra loro) posseggono *due assi ottici*, cioè due direzioni nelle quali la sostanza si comporta come monorifrangente; queste direzioni nelle sostanze biassiche non coincidono però cogli assi cristallografici.

Riassumendo, in base al fenomeno della rifrazione, le sostanze si possono quindi dividere nel seguente modo:

Sostanze isotrope *monorifrangenti*	Sostanze amorfe Sist. monometrico	
Sostanze anisotrope *birifrangenti*	***uniassiche:*** sistemi dimetrici	Esagonale Trigonale Tetragonale
	biassiche: sistemi trimetrici	Rombico Monoclino Triclino

Polariscopi, esame a luce polarizzata. — I polariscopi sono istrumenti che permettono di ottenere isolato un raggio di luce polarizzata, che viene utilizzato per sottoporre i minerali a speciali osservazioni. Un polariscopio elementare ci è dato dalle *pinzette di tormalina* (fig. 69) costituite da una pinza terminata con due dischi girevoli nei quali è fissata una laminetta di tormalina. Le laminette di tormalina sono ricavate da un cristallo verde ma trasparente, tagliato parallelamente all'asse ottico (A). Una laminetta ottenuta in tal modo làscia passare solo il raggio straordinario le cui vibrazioni avvengono in un piano parallelo all'asse ottico, mentre il raggio ordinario le cui vibrazioni sono normali all'asse ottico non passa (fig. 70). Se quindi nella pinzetta le due laminette sono parallele vedremo luce; se sono incrociate avremo oscurità. Se ora fra le laminette incrociate poniamo una laminetta di minerale monorifrangente, il campo rimane oscuro perchè non modifica l'andamento della luce: se invece vi poniamo un minerale birifrangente la luce ricompare; in tal caso facendo girare una delle due laminette di tormalina potremo osservare che la luce scompare e ricompare quattro volte in un giro intiero. Colle pinzette di tormalina si può quindi riconoscere se un minerale è monorifrangente o birifrangente.

Fig. 69. - Pinzette di tormalina.

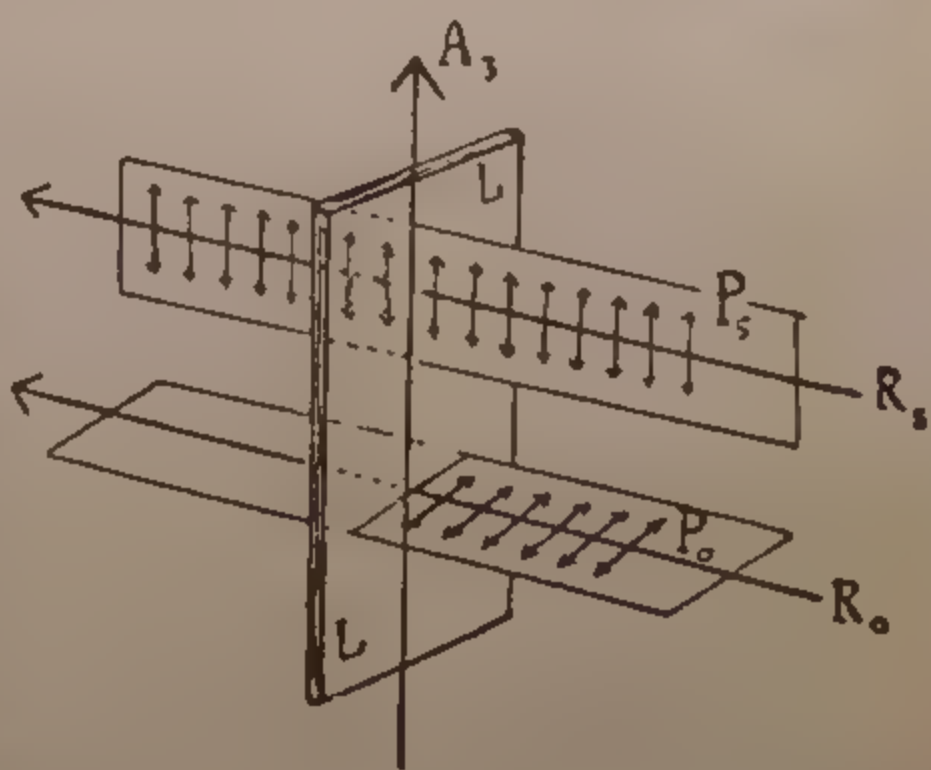



Fig. 70. - Schema del passaggio della luce attraverso ad una lamina di tormalina. *L* lamina di tormalina — A_3 suo asse ottico — R_s Raggio straordinario — *P* piano di vibrazione di R_s — R_o raggio ordinario — *P piano di vibrazione di* R_o.

Risultati molto migliori si ottengono col microscopio polarizzatore che qui sarebbe lungo descrivere, ma che si differenzia sostanzialmente da un microscopio comune perchè sopra l'obbiettivo ha un *Nicol* di calcite detto *analizzatore*, e sotto il tavolino porta-oggetti un Nicol identico detto *polarizzatore:* il raggio di luce mediante uno specchietto si fa passare attraverso il polarizzatore, quindi con un sistema di lenti si fa attraversare la lamina del minerale

posta sul tavolino girevole. I Nicol si comportano come le laminette di tormalina e lasciano passare solo il raggio straordinario (fig. 71): quindi si possono ripetere le stesse osservazioni fatte con le pinzette di tormalina, ma in modo più preciso e più chiaro. Le lamine sottili (2-4 centesimi di mm.) dei minerali birifrangenti, esaminate a Nicol incrociati presentano delle colorazioni varie bellissime dovute all'interferenza della luce; se poi le lamine furono tagliate normalmente all'asse ottico e l'esame viene fatto a luce convergente, se il minerale è uniassico ci apparirà una figura luminosa formata da tanti circoli concentrici di colori vari tagliata da una croce nera (fig. 72); se il minerale è biassico si osserveranno dei circoli ovali racchiudenti due serie di circoli concentrici, il tutto tagliato da fasce nere (fig. 73). Ciò ci permette quindi di riconoscere non solo i minerali monorifrangenti dai birifrangenti, ma anche gli uniassici dai biassici.

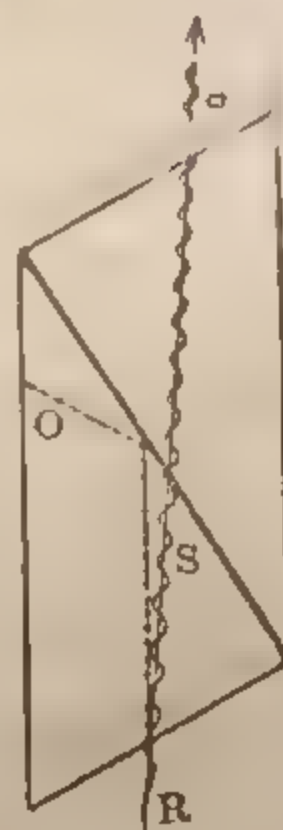



Fig. 71. Schema di Nicol.

Fig. 72. - Figura di interferenza di un minerale monorifrangente.

Fig. 73. - Figura di interferenza di un minerale birifrangente.

Altri caratteri ottici. — Altri caratteri dei minerali cristallizzati o amorfi, dipendenti dalla luce sono i seguenti:

Diafanità. — In rapporto al passaggio della luce abbiamo minerali *trasparenti* se lasciano vedere perfettamente attraverso ad essi come il cristallo di rocca; *subtrasparenti* se lasciano ancora vedere ma con contorni non ben definiti; *translucidi* se lasciano passare la luce, ma non lasciano vedere, come sarebbe un vetro smerigliato; *opachi* se non lasciano passare la luce; questi in lamine sottili possono diventare translucidi.

Colore. — Il colore che i minerali presentano può essere proprio o dovuto ad impurezze. Quando il colore è proprio si mantiene costante, così il cinabro è rosso, il solfo è giallo, ecc., ma se il colore è dovuto ad impurezze, potendo queste variare ed essere presenti in quantità più o meno grandi, anche il colore sarà variabile: così il quarzo che dovrebbe essere incoloro o bianco, presenta numerose varietà di colore diverso; lo stesso dicasi per la calamina che dovrebbe essere bianca ma in generale è gialla rossastra per sali di ferro, o verde o azzurra per sali di rame. Il colore può anche variare secondo il grado di compattezza così l'ematite (Fe_2O_3) se compatta o in cristalli è nero-acciaio, ridotta in polvere è rossa; la limonite molto compatta può essere nera, mentre terrosa o in polvere è gialla.

Lucentezza. — La lucentezza è quell'aspetto tipico che ha la superficie del minerale per la luce che essa riflette. In mineralogia si distinguono due lucentezze tipiche: la *metallica* (quella della pirite, della galena e numerosi altri minerali) e la *non metallica:* un grado intermedio verrebbe chiamato *submetallico.* Le lucentezze non metalliche a loro volta si distinguono in *vetrosa* (es. quarzo), *adamantina* quando brilla molto (es. blenda, diamante), *resinosa* (es. solfo), *grassa* (es. talco), *sericea* (es. asbesto), *cerosa* (es. alabastro), ecc.

Iridiscenza. — Si ha quando la superficie del minerale cambia colore presentando i diversi colori dell'iride. Vi sono dei campioni di ferro-oligisto che presentano bellissime iridescenze: in genere queste sono dovute a fenomeni di interferenza per sottili strati di alterazione superficiale.

Opalescenza. — È una specie di iridescenza interna anzichè superficiale; è tipica per l'opale nobile (usata per tal motivo a scopo d'ornamento) ed è dovuta a fenomeni d'interferenza per microscopiche fessure contenute nella massa.

Fluorescenza. — Si ha quando un minerale osservato a luce riflessa presenta un colore, per trasparenza ne presenta un altro. In Chimica vi è una sostanza detta fluorescina che sciolta in acqua presenta al massimo grado questo fenomeno; fra i minerali fluorescenti ricordiamo la fluorite.

Fosforescenza. — È la proprietà che hanno certi minerali di emettere al buio una debole luce. Si ottiene in certi minerali esposti parecchio tempo al sole. Bellissimi effetti di fosforescenza di colore variabile si ottengono sottoponendo dei minerali all'azione di « raggi X » o di raggi ultra violetti (es. diamante, aragonite).

CAPO IV

CENNI SUI GIACIMENTI DEI MINERALI

Un minerale si può spesso trovare nell'interno o alla superficie della Terra accumulato per cause svariate in notevoli quantità, sopra o dentro una roccia, che in tal caso viene detta *roccia incassante;* tali accumuli di minerali diconsi *giacimenti*, mentre dicesi *giacitura* il modo come questi si presentano, modo che è collegato all'origine dei giacimenti stessi. Lo studio della giacitura ha notevole importanza, perchè ci permette di riconoscere l'origine dei minerali e ne facilita la ricerca e il loro sfruttamento industriale.

Un giacimento dicesi *singenetico* se il minerale ha la stessa origine della roccia incassante e si formò contemporaneamente a questa; dicesi *epigenetico* se invece l'origine è diversa da quella della roccia inglobante e la formazione ne è posteriore.

Si possono pure classificare i giacimenti in *primari* se si presentano nella loro posizione originaria primitiva; *secondari* se provengono dai primari per trasformazione chimica o disaggregazione ed accumulo altrove dei detriti risultanti.

Queste due classificazioni generali inglobano però tipi di giacimenti troppo diversi fra loro; quindi pur tenendo conto delle suddette classificazioni, i giacimenti si distinguono in modo più particolareggiato nei seguenti principali tipi:

Giacimenti di segregazione magmatica. — Si formarono per solidificazione di un magma fluido incandescente nell'interno della Terra; durante il consolidamento, in causa del peso specifico diverso e della diversa temperatura di solidificazione, il minerale metallifero si concentrò e si separò dalla roccia, formando degli *ammassi* o *lenti* entro la roccia medesima. Appartiene a questo tipo, per esempio, la magnetite di Cogne, racchiusa nel serpentino.

Giacimenti stratificati. — Diconsi quelli che costituiscono *strati* più o meno *orizzontali:* spesso sono dovuti ad evaporazione di antichi mari, in modo che i sali si depositarono a strati successivi, come i giacimenti di cloruri, di gesso, ecc.; altre volte sono

dovuti ad accumuli stratificati di avanzi organici, come i giacimenti di carboni fossili, e quelli di fosforiti dell'Algeria; o ad azioni biochimiche come si ammette per la formazione dei giacimenti di limonite sul tipo di quello estesissimo della Lorena.

Giacimenti filoniani. — Si formarono per riempimento di cavità o spaccature più o meno *verticali* preesistenti nelle rocce. Il riempimento si può essere verificato per salita dalle parti più interne della Terra di acque termali ricche di minerali disciolti in modo che questi separandosi riempirono le cavità; si ammette una tale origine per la galena e la blenda della Sardegna. Più raramente il filone si può essere formato per acque fredde mineralizzate discendenti dall'alto (fig. 74).

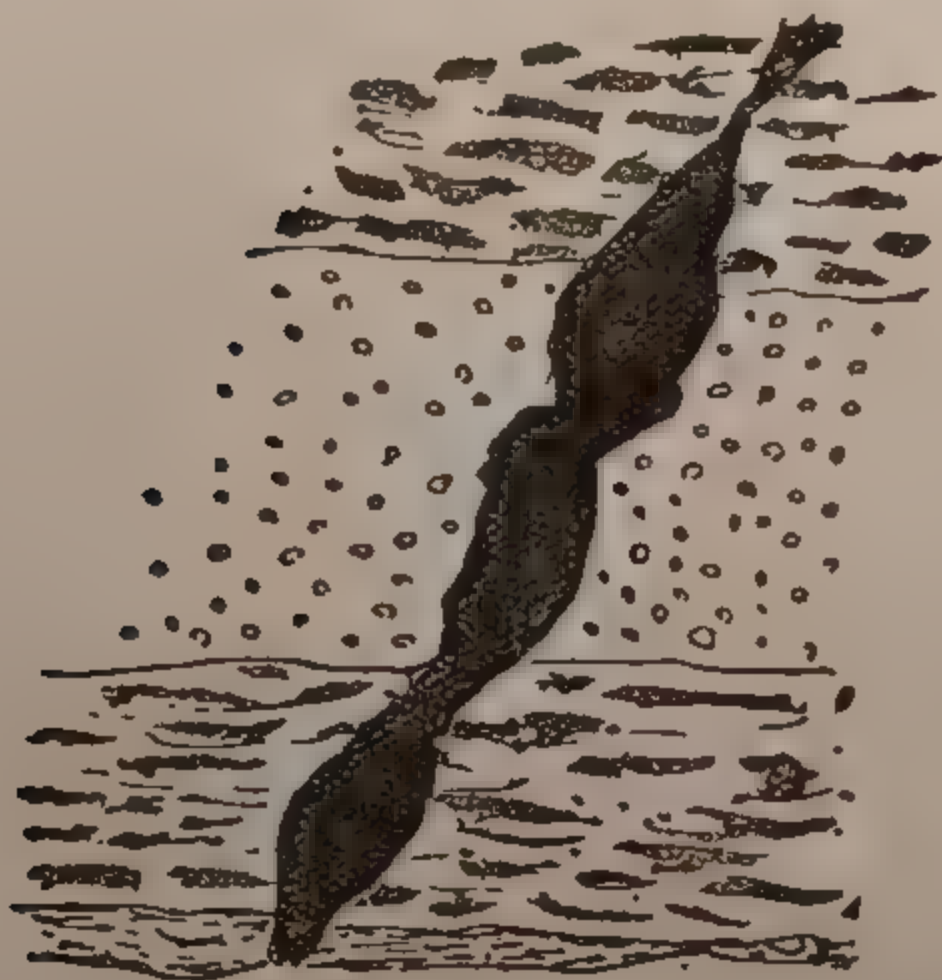



Fig. 74. - Giacimento filoniano.

Giacimenti di contatto. — Sono giacimenti di minerali formatisi per una reazione chimica verificatasi dal contatto di un magma fluido incandescente con le rocce in sito entro le cui spaccature il magma dovette penetrare: talora le reazioni chimiche con la roccia incassante con formazione di minerali poterono essere causate da infiltrazioni di soluzioni calde mineralizzate, come si ammette pei solfuri inglobati nei calcari in Sardegna (detti giacimenti sono più esattamente detti *metasomatici*); altre volte il fenomeno dovette invece essere provocato da infiltrazioni di gas o vapori ad elevata temperatura (giacimenti *pneumatolitici*), come si ritiene pei giacimenti stanniferi dell'Erzgebirge (Sassonia) e quelli di apatite della Norvegia.

Giacimenti detritici o alluvionali. — Sono dovuti alla disaggregazione della superficie della Terra causata dagli agenti atmosferici e superficiali: i frammenti formatisi in causa a ciò furono poi trascinati dalle acque e depositati dove la corrente diminuisce. In tal modo i minerali più resistenti alle azioni chimiche e meccaniche ed a peso specifico elevato si concentrarono in determinati punti, spe-

cialmente nelle conche, nelle tasche, nei canali, formando dei giacimenti. Hanno questo comportamento tipico l'oro, il platino, il diamante, la cassiterite.

Nei giacimenti dicesi *potenza* lo sviluppo che essi presentano; dicesi *ganga* la parte pietrosa che accompagna il minerale metallifero; dicesi *letto* la parte rocciosa su cui poggia il giacimento, *tetto* la parte superiore, *muri* la roccia laterale.

Un giacimento, anche originario, non sempre si trova nella posizione di origine, perchè in seguito alla sua formazione può aver subito delle *dislocazioni*, dei *corrugamenti*, delle *fratture*, ecc. in seguito a movimenti tellurici (fig. 75). Così, per esempio, nei giacimenti stratificati sedimentari la posizione originaria dello strato doveva certamente essere l'orizzontale, mentre noi oggi troviamo frequentemente degli strati contorti, incurvati, raddrizzati. Così pure nei filoni, come negli strati, sono frequenti le discontinuità, cioè, mentre il giacimento sembra che si arresti in un punto, si trova che poi esso continua più in alto o più in basso accompagnato dalle stesse rocce incassanti; in tal caso si deve essere verificata una frattura ed un successivo dislocamento di una delle due parti fratturate.

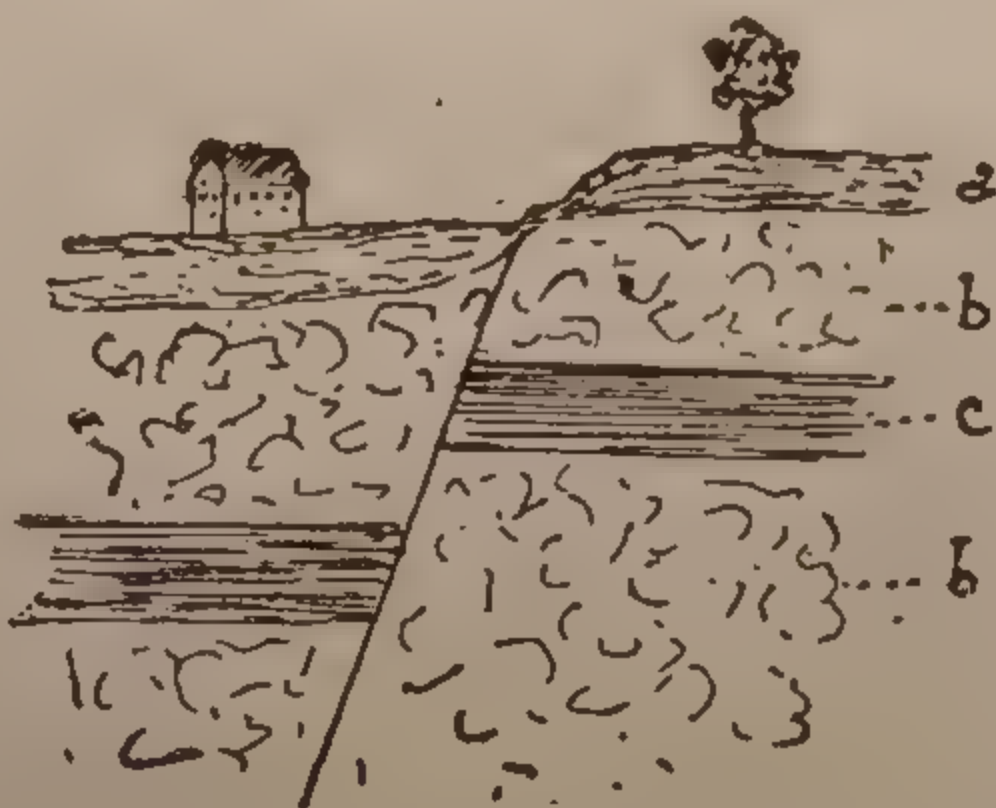



Fig. 75. - Giacimento stratificato dislocato. *a* terreno coltivato; *b* roccia incassante; *c* strato minerario.

CAPO V

NOZIONI SULLA COSTITUZIONE DELLA MATERIA

Teoria atomica e molecolare. — Questa teoria sulla struttura della materia fu emessa da Dalton nel 1802, e chiarita poi dai due grandi chimici italiani Avogadro e Cannizzaro. Secondo questa teoria ogni sostanza semplice o composta è costituita da particelle piccolissime dette *molecole* (diminutivo del latino *moles* = massa). Le molecole sarebbero quindi *le più piccole particelle, nelle quali una sostanza è suddivisa, conservandone le proprietà specifiche.* Le molecole nei solidi e nei liquidi sono vicine ma non si toccano; quindi debbono esistere degli spazi tra molecola e molecola, detti *spazi intramolecolari*, ossia la materia non è continua, ma discontinua; *le molecole sono libere solo negli aeriformi:* l'esistenza degli spazi intramolecolari ci è confermata dal fatto che tutti i corpi sono più o meno comprimibili, e da altri fenomeni. Il numero delle molecole è grandissimo, mentre piccolissimo è il loro volume, tanto che non sono visibili con nessun microscopio. Se infatti noi versiamo sul tavolo di una stanza una goccia di un profumo intensamente odoroso, dopo poco tempo noi sentiamo l'odore in tutta quanta la stanza (1 mg. di essenza di rose può essere sentito in un locale di 300 m^3!): ciò vuol dire che in tutta l'aria della stanza vi sono molecole della sostanza, quindi debbono essere numerosissime; se ora noi pensiamo che tutte queste particelle prima erano contenute in una gocciolina, possiamo logicamente dedurne che esse debbono essere estremamente piccole.

Le molecole non stanno ferme, ma sono sempre animate da movimento vibratorio e talora anche translatorio, ossia esse posseggono una energia detta *energia cinetica molecolare;* nello stesso tempo sono reciprocamente attratte da una forza che tende a tenerle unite, detta *forza di coesione.* Nei solidi la forza di coesione è molto grande, e le molecole hanno solo un moto vibratorio, senza mutar posizione reciproca, ed è perciò che i solidi hanno forma e volume proprio: nei liquidi la forza di coesione è già minore e le molecole possono scorrere le une sulle altre, senza però allontanarsi, in modo che il

volume di una determinata massa di liquido non muta, ma ne varia la forma assumendo quella del recipiente che lo contiene: finalmente negli aeriformi la velocità molecolare è molto superiore alla forza di coesione, quindi le molecole animate da moto vibratorio e translatorio tendono ad allontanarsi subendo infiniti urti reciproci; ne consegue che gli aeriformi non hanno nè forma nè volume proprio, ma tendono ad espandersi. *Il calore fa aumentare la velocità delle molecole, la pressione la fa diminuire:* ciò spiega bene i passaggi di stato ed altri fenomeni; così se scaldiamo un solido, questo in un primo tempo si dilata, perchè aumentano le vibrazioni delle molecole, poi quando la velocità di queste è notevole, in modo che possono scorrere, il solido diventa liquido, e continuando a scaldare l'energia cinetica aumenterà ancora sinchè superando la forza di coesione il liquido passerà allo stato di vapore. Pel motivo opposto un gas raffreddato e compresso diventa liquido, e poi anche solido.

A loro volta però le molecole sono costituite da particelle ancora più piccole che sino a non molti anni or sono si ritennero indivisibili, e che perciò vennero dette *atomi* (dal greco *a*, privativo e *temno* = divido); effettivamente l'atomo oggi si ritiene ulteriormente divisibile, ma siccome nella costituzione delle molecole entra sempre come una unità, così esso può essere definito come *la più piccola quantità di un elemento che entra sempre intiera nella costituzione delle proprie molecole e di quelle dei suoi composti* (Cannizzaro). A loro volta quindi le *molecole sono raggruppamenti di atomi;* le molecole degli elementi sono formate da atomi della stessa specie, da due atomi nelle molecole biatomiche (ossigeno, idrogeno, ecc.) da tre nelle triatomiche, ecc.; rare sono le molecole monoatomiche (vapori di mercurio, gas rari dell'aria); le molecole dei composti sono formate da atomi diversi fra loro; si hanno in tal caso composti binari, ternari, quaternari, ecc. se le molecole sono formate da due, tre, quattro... specie diverse di atomi; così per es. la molecola dell'acqua è formata da due atomi d'idrogeno ed uno di ossigeno, quella dell'acido solforico da due atomi d'idrogeno, uno di solfo e quattro d'ossigeno, ecc.

Gli atomi non esistono mai liberi se non nell'istante in cui la sostanza si forma in una reazione chimica, cioè quando la sostanza si trova *allo stato nascente*, ma subito si riuniscono insieme per formare molecole: così quando noi prepariamo l'ossigeno, con qualsiasi metodo, nell'istante in cui il gas si forma si mettono in libertà atomi di ossigeno, i quali però immediatamente si uniscono due a due per formare altrettante molecole: quindi noi diremo che l'ossigeno nascente è allo stato atomico (cioè atomi liberi) mentre l'ossigeno formato è allo stato molecolare.

Il fatto che gli atomi si uniscono sempre insieme per costituire delle molecole ci indica che *sono attratti da una forza detta affinità chimica* o semplicemente affinità: anche gli atomi però non si toccano, quindi esistono gli *spazi interatomici*, e sono anch'essi animati da moto vibratorio.

L'affinità chimica è la causa principale dalla quale dipendono i fenomeni chimici: atomi fra i quali non esiste affinità non si uniscono; così l'ossigeno non si unisce al fluoro, l'idrogeno in generale non si unisce coi metalli; se l'affinità è mediocre si hanno sostanze instabili che facilmente si decompongono come l'acido iodidrico; se invece l'affinità è grande si otterranno composti molto stabili; alla maggiore o minore affinità è dovuto il fatto che elementi vengono spostati e sostituiti da altri nelle molecole con formazione di nuovi composti; così per esempio se facciamo agire del gas cloro sopra un sale formato da sodio e bromo, cioè bromuro di sodio, noi vedremo che si mette in libertà il bromo, ed otteniamo del cloruro di sodio (sale da cucina, formato da cloro e sodio), e ciò perchè avendo il cloro maggior affinità pel sodio di quella che non abbia il bromo, questo si stacca dal sodio, ed il cloro prende il suo posto.

La teoria atomica e molecolare ci dà anche una perfetta spiegazione delle leggi della Chimica che esamineremo nel capitolo che segue, tenendo ben presente che *gli atomi di un dato elemento debbono avere tutti le stesse proprietà e lo stesso peso*, e siccome le molecole delle sostanze risultano dall'unione di un numero determinato di atomi, le *molecole di una data sostanza debbono anch'esse tutte avere le stesse proprietà e lo stesso peso.*

Teoria elettronica. — Come si disse sopra, l'atomo sino verso la fine del secolo scorso era ritenuto un tutto unico omogeneo indivisibile; in base alle teorie moderne, basate specialmente sulle proprietà delle sostanze radioattive, oggi si ritiene che l'atomo non sia una unità omogenea; ma un edificio complesso, sede di grande energia formato da costituenti più semplici, riuniti fra loro come in un sistema planetario: si ammette cioè che ogni atomo abbia un *nucleo* costituito da corpuscoli, alcuni carichi di elettricità positiva detti *protoni*, ed altri carichi di elettricità negativa detti *elettroni nucleari;* essendo questi meno numerosi dei protoni restano libere al nucleo delle cariche positive, le quali sono neutralizzate da altrettanti corpuscoli carichi di elettricità negativa detti *elettroni periferici*, in modo che l'atomo risulta elettricamente neutro. Gli elettroni periferici si muovono a notevole distanza attorno al nucleo con grandissima velocità, descrivendo delle orbite chiuse analogamente a quanto succede

pei pianeti rispetto al Sole. Il numero dei protoni, degli elettroni nucleari, e degli elettroni periferici, cambia per atomi di elementi diversi, ma è fisso per tutti gli atomi di un medesimo elemento.

Dicesi *numero atomico* di un elemento la differenza tra i protoni e gli elettroni nucleari: esso ci rappresenta quindi il numero delle cariche positive del nucleo, e quindi anche il numero degli elettroni negativi periferici. Il numero atomico è una caratteristica di ogni elemento, esso cresce col crescere del peso atomico, ed è in stretto rapporto colle proprietà fisiche e chimiche dell'elemento. Uno degli atomi più semplici è quello dell'idrogeno formato da un solo protone ed un solo elettrone periferico negativo; l'atomo dell'elio ha un nucleo, formato da 4 protoni positivi e 2 elettroni nucleari negativi, ed attorno a questo nucleo ruotano 2 elettroni periferici negativi.

Le proprietà degli elementi radioattivi sono dovute ad una spontanea *disintegrazione dei loro atomi* con emissione di un grande numero di protoni ed elettroni; ciò ci fa ammettere che detti elementi siano destinati a trasformarsi in altri elementi con complessi atomici stabili come hanno gli elementi ordinari. Se nelle sostanze radioattive la disintegrazione degli atomi è spontanea, negli altri elementi è difficilissima, perchè i complessi atomici sono talmente stabili e racchiudono in sè una energia talmente grande che per disintegrarli e riunirne gli elettroni in altro modo occorrerebbe una somma di energie elevatissime. Teoricamente però si ammette che si possa far variare il numero dei corpuscoli carichi di elettricità formanti il sistema di una specie atomica, in modo che da un elemento si potrebbe passare ad un altro elemento, trasformazione che il secolo scorso, per l'integrità dell'atomo, non era ammessa, e che oggi non solo è ammessa ma per qualche elemento in esperienze di laboratorio è riuscita.

CAPO VI

LEGGI DELLA CHIMICA

Fenomeno chimico. — È *un cambiamento profondo e duraturo della sostanza.* È un fenomeno chimico per esempio la combustione della carta: i prodotti che se ne ottengono, cenere e sostanze aeriformi sono ben diversi dalla carta da cui siamo partiti, e da essi non si può più ottenere la carta... Anche gli esempi già citati nel capitolo della scomposizione dell'acqua in idrogeno ed ossigeno, e la combinazione del solfo col ferro per dare solfuro di ferro, o del rame e dell'acido solforico per dare solfato di rame, sono tutti fenomeni chimici. I fenomeni chimici diconsi anche *reazioni chimiche.*

I fenomeni chimici sono regolati da leggi, delle quali riuniamo qui le più importanti:

Legge di Lavoisier o della conservazione dei pesi o della massa. — *Nelle reazioni chimiche nulla si crea e nulla si distrugge, ma il peso (o la massa) totale delle sostanze che entrano in reazione è uguale al peso (o alla massa) totale di quelle che si ottengono.* Questa legge è stata dimostrata dall'esperienza: così tornando all'esempio citato a pag. 3 della combinazione del solfo col ferro nel quale siamo partiti da 32 gr. di solfo e 56 gr. di ferro, se noi pesiamo il solfuro di ferro ottenuto troveremo che esso pesa 88 gr. Per una combinazione possiamo quindi dire che il *peso di un composto è uguale alla somma dei pesi dei componenti.*

Vi sono alcuni fenomeni che sembrano apparentemente contraddire questa legge. Per esempio se noi bruciamo una candela, questa in apparenza va distrutta; ma in realtà la candela bruciando si unisce con l'ossigeno dell'aria e si trasforma in vapor d'acqua e anidride carbonica; orbene se con un dispositivo abbastanza semplice raccogliamo questi gas e vapori, troveremo che complessivamente essi hanno un peso non solo eguale, ma alquanto superiore a quello della candela, e precisamente il peso della candela più il peso dell'ossigeno che si è unito ad essa nella combustione.

Legge di Proust o delle proporzioni definite. — *In un composto chimico gli elementi che lo costituiscono sono uniti in un rapporto in peso determinato e costante.* Questa legge in fondo definisce il composto chimico, differenziandolo dal miscuglio, coma abbiamo già visto a pag. 4; così ritornando allo stesso esempio del solfuro di ferro già vedemmo che occorrevano 32 gr. di solfo e 56 di ferro, e se usiamo una quantità maggiore di solfo, o di ferro, la quantità messa in più non si combina e dopo la reazione la potremo facilmente separare dal solfuro di ferro ottenuto. Quindi noi diremo che nel solfuro di ferro il solfo ed il ferro sono riuniti nei rapporti in peso di 32: 56 rapporto che ridotto ai minimi termini diventa 4 : 7; questo rapporto è determinato, costante, e non dipende dalla nostra volontà, ma è una conseguenza del fatto che gli atomi entrano intieri e sempre nello stesso numero nella costituzione di una molecola. Così analogamente se il rapporto in peso tra un atomo di idrogeno ed uno di ossigeno è di 1 : 16, nell'acqua le cui molecole sono tutte formate sempre da 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno, tra la quantità di idrogeno e la quantità di ossigeno vi deve essere un rapporto in peso di 2 : 16, cioè 1 : 8, ed anche qui questo rapporto sarà fisso, costante, indipendente dalla nostra volontà.

Legge di Dalton o delle proporzioni multiple. — Abbiamo visto che due elementi, unendosi in un rapporto in peso determinato, dànno origine ad un composto definito; ma ora possiamo aggiungere che due elementi possono unirsi fra loro anche in rapporti diversi, dando origine in tal caso a composti diversi, ciascuno dei quali segue la legge delle proporzioni definite. Così l'idrogeno unendosi con l'ossigeno può formare due composti cioè l'acqua nella quale il rapporto in peso tra idrogeno ed ossigeno è di 1 : 8, ed il perossido di idrogeno, nel quale il rapporto è 1 : 16. Ma un altro esempio si presta meglio, quello dell'azoto ed ossigeno poichè questi due elementi formano ben cinque composti, nei quali i rapporti in peso tra l'azoto e l'ossigeno sono i seguenti:

Composti dell'ossigeno con l'azoto	Contenuto in azoto	Contenuto in ossigeno
Ossidulo d'azoto	14 parti	8 parti = 8 × 1
Ossido d'azoto	14 »	16 » = 8 × 2
Anidride nitrosa	14 »	24 » = 8 × 3
Ipoazotide	14 »	32 » = 8 × 4
Anidride nitrica	14 »	40 » = 8 × 5

Da questo esempio noi rileviamo quindi che quando l'ossigeno si unisce all'azoto per formare diversi composti, ad una stessa quantità di azoto (14 parti in peso) si uniscono nei diversi composti quantità di ossigeno che stanno fra loro come 1 : 2 : 3 : 4 : 5 ossia: in nessun composto troviamo quantità di ossigeno unite a 14 parti di azoto che non siano multiple intiere piccole di 8. Questo comportamento riconosciuto da Dalton, si può enunciare colla seguente legge: *quando due elementi si combinano fra loro in parecchi rapporti ponderali per formare composti diversi, rimanendo costante la quantità in peso di un elemento, le quantità dell'altro variano secondo rapporti semplici* (cioè sono multiple intere piccole della minor quantità). Anche questa legge è in perfetta armonia con la teoria atomica molecolare.

Fig. 76. Eudiometro.

*** Legge di Gay-Lussac, o dei volumi.** — Abbiamo già visto, parlando della decomposizione dell'acqua mediante la corrente elettrica, che quando l'acqua si scompone dà origine ad un volume di gas ossigeno e due volumi di gas idrogeno. Si potrebbe fare l'esperienza inversa, cioè si potrebbe ottenere dell'acqua facendo combinare dell'ossigeno con l'idrogeno, in tal caso l'esperienza ci dice che occorrono esattamente 2 vol. di idrogeno ed 1 vol. di ossigeno: la combinazione avviene facendo scoccare una scintilla elettrica entro la miscela dei due gas contenuta in un apparecchio detto *eudiometro*. Se facciamo l'esperienza in modo però che i gas siano scaldati a 100 gradi (mediante un manicotto che avvolge il tutto dell'eudiometro e nel quale si fa passare del vapor d'acqua) l'acqua che si forma dalla combinazione resta allo stato di vapore pure a 100°, ed in tal caso vedremo che il suo volume è di $^2/_3$ rispetto il volume occupato prima dalla miscela (fig. 76); quindi:

1 vol. ossigeno + 2 vol. idrogeno → 2 vol. vapor acqueo.

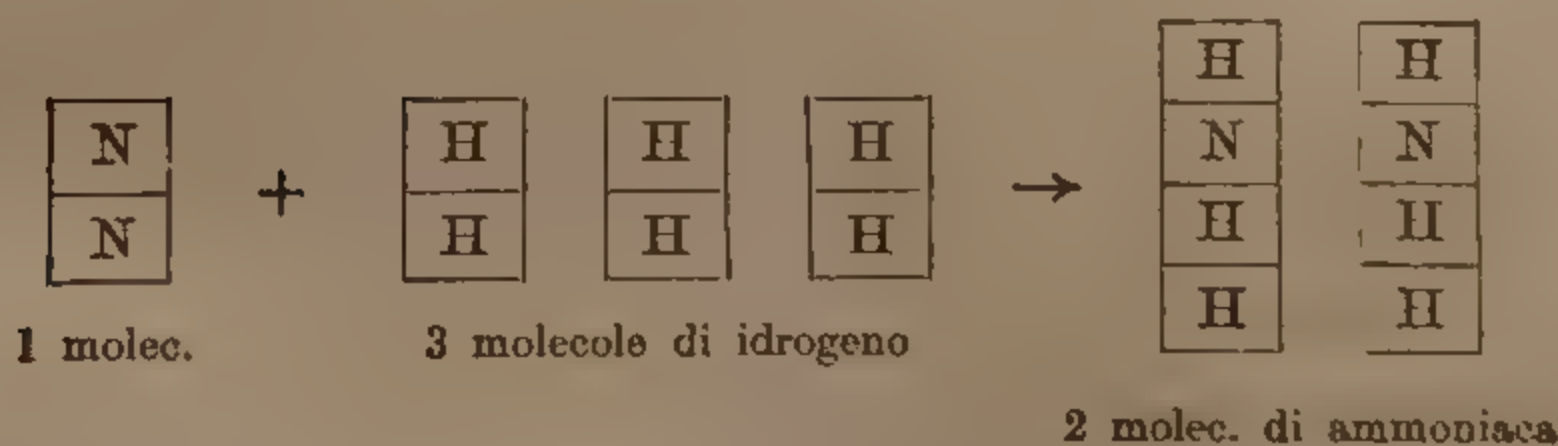
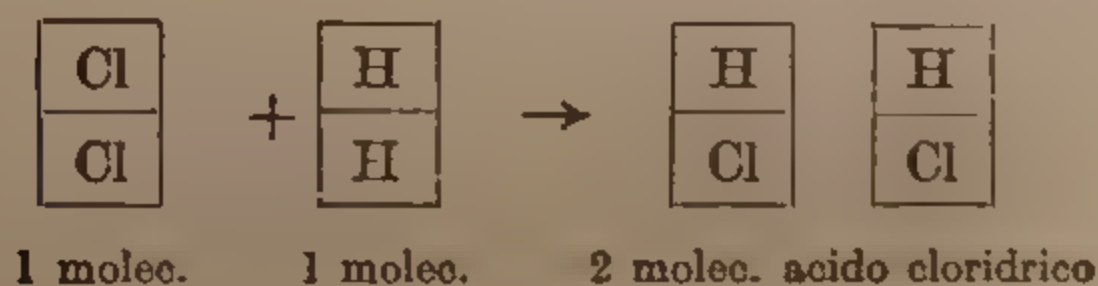
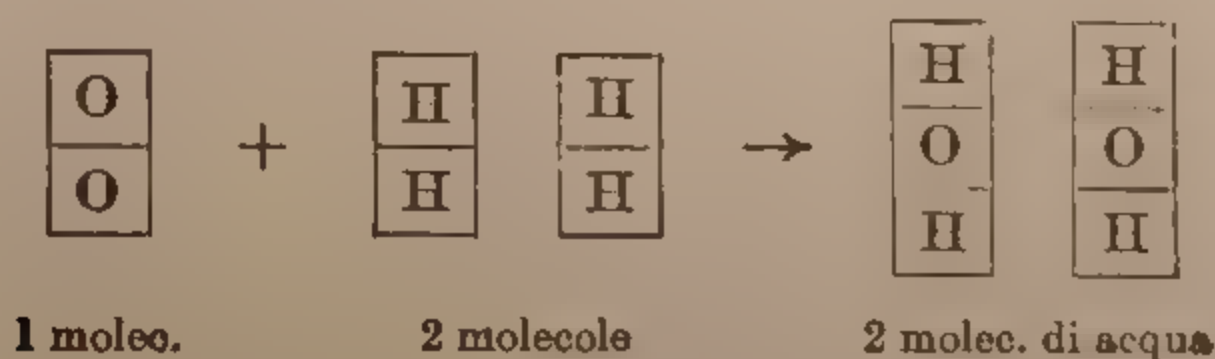
Analogamente

1 vol. cloro + 1 vol idrogeno → 2 vol. acido cloridrico.
1 vol. azoto + 3 vol. idrogeno → 2 vol. ammoniaca.

Da queste esperienze e da altre che si possono fare sul modo col quale i gas si combinano, si è dedotta la seguente legge:

I volumi degli aeriformi che si combinano stanno fra loro in rapporti semplici, e se il prodotto della combinazione è anche aeriforme, il suo volume sta pure in rapporto semplice coi volumi dei componenti.

* **Legge di Avogadro.** — Amedeo Avogadro nel 1811, basandosi sul comportamento degli aeriformi e sulle relative leggi, emise una ipotesi che confermata dai fatti divenne una legge importante e fondamentale; questa legge dice che *volumi eguali di qualunque aeriforme, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono un egual numero di molecole.*

Questa legge ci dà intanto la spiegazione della precedente legge dei volumi, in quanto che i rapporti dei volumi che si ottengono nelle combinazioni degli aeriformi dipenderanno dal rapporto del numero delle molecole che entrano in reazione e che si ottengono; la cosa può essere più facilmente compresa rappresentandola graficamente colle seguenti scritturazioni nelle quali indichiamo con *O* un atomo di ossigeno, con *H* un atomo d'idrogeno, con *Cl* uno di clore e con *N* uno di azoto.

Inoltre la legge di Avogadro ci permette di determinare il peso molecolare delle sostanze, come vedremo nel capitolo seguente.

CAPO VII

PESO ATOMICO E MOLECOLARE E LORO DETERMINAZIONE

Peso atomico. — Il peso atomico degli elementi non è il peso assoluto dei loro atomi, ma il rapporto dei loro pesi. Il peso assoluto degli atomi, si è riusciti oggi a determinarlo, ma agli scopi pratici interessa poco, mentre ci riesce molto più utile il rapporto dei loro pesi. A tale scopo si è scelto come unità di misura il peso di un atomo d'idrogeno essendo l'idrogeno la sostanza più leggera che esista, ed al peso di un suo atomo si è dato valore uno. Il *peso atomico di un elemento è quindi quel numero che esprime quante volte un atomo di quell'elemento pesa di più rispetto ad un atomo d'idrogeno* ossia *è il rapporto tra il peso di quell'atomo ed il peso di un atomo d'idrogeno.* Quindi quando noi diciamo per es. che l'ossigeno ha peso atomico 16, questo numero non esprime nessuna misura in peso, ma vuol semplicemente dire che un atomo di ossigeno pesa 16 volte di più di un atomo d'idrogeno.

Grammo-atomo. — Nella pratica torna spesso assai utile trasformare questi rapporti in cifre assolute: in tal caso *un numero di grammi di un elemento, uguale a quello che rappresenta il peso atomico dell'elemento stesso* dicesi grammo-atomo. Così se 16 è il peso atomico dell'ossigeno, 16 grammi di ossigeno ne rappresentano un grammo-atomo.

Peso molecolare. — Il concetto del peso molecolare è analogo a quello del peso atomico, cioè anche il peso molecolare ci esprime un rapporto nel quale l'unità di misura è sempre il peso dell'atomo dell'idrogeno con valore unitario. Se però si assume come termine di confronto la molecola dell'idrogeno, sapendo che la molecola di questo gas è formata da due atomi, ed avendo dato valore uno al peso di un atomo di idrogeno, dovremo dare valore due al peso di una molecola d'idrogeno, in modo che nel rapporto la molecola della sostanza venga sempre riferita all'atomo dell'idrogeno con valore uno. Quindi il *peso molecolare di una sostanza è quel numero che ci esprime*

quante volte una molecola di detta sostanza pesa di più rispetto ad un atomo d'idrogeno. Così se il peso molecolare dell'acqua è 18, questo numero vuol dire che una molecola di acqua pesa 18 volte di più rispetto a un atomo di idrogeno (rispetto alla molecola d'idrogeno, una molecola d'acqua peserebbe la metà, cioè 9 volte). Naturalmente il *peso molecolare è uguale alla somma dei pesi atomici degli atomi che formano la molecola;* così essendo una molecola d'acqua formata da 2 atomi di idrogeno a peso atomico 1, e da 1 atomo di ossigeno a peso atomico 16, il suo peso molecolare sarà 2 + 16 cioè 18.

Grammo-molecola o mole. — Analogamente al grammo-atomo è *un numero di grammi di una sostanza, uguale a quello che rappresenta il peso molecolare della sostanza stessa.* Così se 18 è il peso molecolare dell'acqua, 18 grammi ci rappresentano una mole di acqua.

* **Determinazione del peso molecolare.** — Un metodo importante per determinare i pesi molecolari delle sostanze (detto metodo vaporimetrico o densimetrico) si basa *sulla legge di Avogadro* ma si può solo applicare alle sostanze gassose, o che si possano ridurre allo stato di vapore senza che si alterino.

Supponiamo di voler determinare il peso molecolare dell'anidride carbonica (CO_2). In tal caso consideriamo un certo volume di anidride carbonica, ed un volume eguale di idrogeno, entrambi nelle identiche condizioni di temperatura e di pressione (per es. a 10° e ad una pressione atmosferica). Secondo la legge di Avogadro se il primo volume contiene *n* molecole di anidride carbonica anche l'altro conterrà *n* molecole di idrogeno (dove *n* è una incognita). Se noi pesiamo questi due volumi troveremo pesi diversi, supponiamo gr. 0,4 per l'idrogeno e gr. 8,8 per l'anidride carbonica. Se facciamo il rapporto tra i due pesi trovati 8,8 : 0,4 = 22; il numeso 22 ci indica che tutto il nostro volume di anidride carbonica pesa 22 volte di più di tutto il volume di idrogeno; ma se i detti volumi contengono eguale numero di molecole, potremo dire che ogni molecola di anidride carbonica deve pesare 22 volte di più rispetto ogni molecola di idrogeno. Siccome però la molecola d'idrogeno è formata da 2 atomi (come vedemmo sopra), la molecola di anidride carbonica rispetto all'atomo di idrogeno peserà il doppio, cioè 44; questo numero ci esprimerà il peso molecolare cercato dell'anidride carbonica.

Generalizzando possiamo anche fare questa breve dimostrazione: chiamiamo con P_1 il peso in grammi di un certo volume di idrogeno e con p_1 il peso incognito di una sua molecola; con P il peso di un

volume eguale a quello dell'idrogeno di un aeriforme qualsiasi di cui si voglia determinare il peso molecolare e con p il peso incognito di una sua molecola; ricordando che entrambi i gas (se nelle stesse condizioni di temperatura e pressione) hanno egual numero n di molecole, potremo scrivere:

$$np = P \text{ e } np_1 = P_1$$

da cui $$\frac{np}{np_1} = \frac{P}{P_1} \quad \text{quindi} \quad \frac{p}{p_1} = \frac{P}{P_1}$$

ossia i pesi delle molecole stanno fra loro come i pesi totali dei volumi dosati;

perciò $$\frac{P}{P_1} \times 2 = \text{peso molecolare.}$$

Per concludere potremo dunque dire che: *il peso molecolare di una sostanza aeriforme o resa tale si ottiene dividendo il peso di un volume qualunque di detta sostanza, per il peso di un egual volume di idrogeno nelle stesse condizioni di temperatura e pressione e moltiplicando il risultato per due.*

Siccome poi il rapporto tra il peso di un dato volume di un gas o di un vapore ed il peso di un volume eguale di idrogeno (nelle stesse condizioni di temperatura e pressione) ci esprime la densità del gas o vapore considerato riferita all'idrogeno, potremo anche dire che il *peso molecolare di una sostanza aeriforme si ottiene moltiplicando per due la sua densità rispetto all'idrogeno.*

La densità dei gas però è normalmente riferita all'aria, ma siccome questa pesa 14,44 volte più dell'idrogeno molecolare, e quindi $14,44 \times 2 = 28,88$ più dell'idrogeno atomico, potremo anche *trovare il peso molecolare di una sostanza aeriforme moltiplicando per* 28,88 *la sua densità gassosa riferita all'aria.*

Per le sostanze non gassose e non riducibili in vapore vi sono altri metodi basati sul comportamento delle soluzioni sui quali non è il caso di soffermarci.

* **Determinazione del peso atomico.** — Un metodo per determinare il peso atomico è basato sulla *legge di Cannizzaro* la quale dice: *le varie quantità di uno stesso elemento contenute in una molecola sia del corpo libero come dei suoi composti, sono tutte multiple intere di una stessa quantità;* questa quantità è precisamente quella che ci rappresenta il peso atomico dell'elemento. Per conseguenza per determinare il peso atomico di un elemento dovremo fare l'analisi

del maggior numero possibile di composti che contengono il detto elemento; i risultati centesimali ottenuti li riferiremo, mediante proporzioni, ai pesi molecolari dei rispettivi composti; la quantità più piccola che otterremo ci rappresenterà il peso atomico dell'elemento.

Si voglia per esempio determinare il peso atomico del carbonio: faremo l'analisi di numerosi composti che contengono il carbonio; colle percentuali ottenute, conoscendo il peso molecolare dei composti analizzati, cercheremo quanto carbonio è contenuto nel peso molecolare di ciascun composto; un composto sia per es. l'ossido di carbonio: coll'analisi chimica troviamo sperimentalmente che 100 parti di ossido di carbonio contengono 42,85 parti di carbonio; allora sapendo che il peso molecolare dell'ossido di carbonio è 28 stabiliamo la seguente proporzione:

$$\underset{\text{di ossido di carbonio}}{100} : \underset{\text{di carbonio}}{42,85} = \underset{\text{di ossido di carbonio}}{28} : \underset{\text{di carbonio}}{x}$$

dalla quale risolvendo troviamo che la quantità x di carbonio contenuta in un peso molecolare di ossido di carbonio è 12; così procedendo per altri composti del carbonio troveremo per esempio le seguenti cifre:

Ossido di carbonio	peso	molec.	28	contenuto	in	carbonio	12
Anidride carbonica	»	»	44	»	»	»	12
Acetilene	»	»	26	»	»	»	24
Benzolo	»	»	78	»	»	»	72
Propano	»	»	44	»	»	»	36

essendo 12 la quantità più piccola (tutte le altre sono multipli intieri) il numero 12 ci rappresenterà il peso atomico del carbonio.

CAPO VIII

SIMBOLI, FORMOLE E VALENZE

Simboli. — Con una convenzione internazionale si è stabilito di rappresentare gli atomi degli elementi con delle lettere che diconsi *simboli*. A tal uopo si usa la prima lettera maiuscola del rispettivo nome latino o latinizzato, e se vi sono due elementi che incominciano con la stessa lettera si aggiunge un'altra lettera minuscola scelta fra le seguenti: così il simbolo dell'ossigeno (*oxygenium*) è O, quello dell'azoto (*nitrogenium*) è N, quello del sodio (*natrium*) è Na (si legge enne-a), quello del calcio (*calcium*) è Ca (si legge ci-a), quello dell'idrogeno (*hidrogenium*) è H, quello del mercurio (*hydrargirium*) è Hg, ecc. Il *simbolo rappresenta un atomo* dell'elemento o eventualmente una molecola monoatomica: *esso ci rappresenta pure il suo peso atomico;* così con O noi indendiamo rappresentare non solo l'atomo dell'ossigeno, ma anche il suo peso atomico 16.

Nella tabella a pagina seguente sono riuniti gli elementi chimici col loro peso atomico ed il simbolo.

Formole. — La *formola rappresenta una molecola* sia di una sostanza semplice che di una composta: la formola risulta dalla riunione dei simboli in modo da rappresentare i singoli elementi che formano la molecola ed il numero degli atomi col quale ciascuno entra nella costituzione; il numero degli atomi viene espresso mettendo una piccola cifra, detta *indice*, a destra in basso vicino al simbolo. Se la formola esprime la molecola di un elemento sarà formata dal simbolo dell'elemento col suo indice; se invece esprime la molecola di un composto sarà formata dai simboli dei diversi elementi costituenti, ciascuno col suo indice; l'indice 1 non si segna. Se noi vogliamo poi rappresentare un certo numero di molecole scriviamo questo numero, detto *coefficente*, allineato con la formola, davanti a sinistra. Esaminiamo le seguenti scritturazioni per un elemento qualsiasi, per es. per l'ossigeno:

$$O;\ 2O,\ \ 3O,\ \ 4O...;\ \ O_2;\ \ 2O_2,\ \ 3O_2...$$

Con O intendiamo un atomo di ossigeno; con 2O, 3O, 4O... intendiamo rappresentare 2, 3, 4... atomi liberi di ossigeno; con O_2

rappresentiamo una molecola formata da due atomi di ossigeno uniti assieme; con $2O_2$, $3O_2$... rappresentiamo 2, 3... molecole di ossigeno: quindi $2O$, e O_2 indicano cose ben diverse; analogamente $4O$ e $2O_2$ non è la stessa cosa, nè si potrebbe scrivere O_4, perchè con O_4 si vorrebbe indicare una molecola di ossigeno formata di 4 atomi, che non esiste, essendo la molecola di ossigeno sempre formata solo da 2 atomi.

Esaminiamo ora la formola di un composto, per esempio l'acido solforico la cui formola è H_2SO_4; questa rappresentazione ci indica una molecola di detta sostanza e ci dice che una molecola è costituita da 2 atomi di idrogeno, uno di solfo e 4 di ossigeno: se scriviamo $2H_2SO_4$ intendiamo rappresentare 2 molecole di acido solforico, nè si potrebbe scrivere $H_4S_2O_8$ perchè per quanto la somma degli atomi sia la stessa ci indicherebbe non due molecole di acido solforico, ma una molecola sola formata da 4 atomi di idrogeno, 2 di solfo ed 8 di ossigeno, molecola che non esiste.

Con le formole (analogamente a quanto detto pei simboli) noi intendiamo rappresentare anche i rispettivi pesi molecolari; così con H_2SO_4 intendiamo rappresentare non solo una molecola di acido solforico, ma anche il suo peso molecolare 98; applicando i pesi atomici, potremo dedurre che 98 parti di acido solforico contengono 2 parti di idrogeno, 32 parti di solfo e 64 ($16 \times 4 = 64$) di ossigeno.

Valenze. — Se esaminiamo i composti che l'idrogeno forma cogli svariati elementi, vedremo che il numero di atomi di idrogeno che si uniscono ad un atomo dei svariati elementi cambia da un elemento all'altro.

Così osservando le formole dei seguenti composti:

HCl *ac. cloridico*, H_2O *acqua*, NH_3 *ammoniaca*, CH_4 *metano*

vediamo che ad un atomo di cloro è unito un solo atomo di idrogeno, ad un atomo di ossigeno invece ne sono uniti due, ad uno di azoto ne sono uniti tre, e quattro ad uno di carbonio. Ciò ci dimostra che gli atomi di questi elementi Cl, O, N, C hanno una *capacità di combinazione* per l'atomo dell'idrogeno diversa l'uno dall'altro.

Vi sono degli elementi che difficilmente si combinano con l'idrogeno, come i metalli, ma che hanno invece la facoltà di sostituire l'idrogeno contenuto nella molecola di altri composti; così per esempio nell'acido fosforico H_3PO_4 il sodio Na, sostituisce un solo atomo di idrogeno dando origine al composto NaH_2PO_4 mentre il calcio Ca ha la facoltà di sostituirne due e si avrà il composto $CaHPO_4$ men-

ELEMENTI CHIMICI E LORO PESI ATOMICI

Simboli	Elementi	Pesi atomici	Simboli	Elementi	Pesi atomici
Ac	Attinio	226	*Mo*	Molibdeno	96
Ag	Argento	107.88	*N*	Azoto (*nitrogenium*)*	14.008
Al	Alluminio	27	*Na*	Sodio (*natrium*)	23
Ar	Argo*	39.94	*Nb*	Niobio (columbio)	93.5
As	Arsenico	74.96	*Nd*	Neodimio	144.27
Au	Oro (*aurum*)	197.2	*Ne*	Neo*	20.2
B	Boro	10.52	*Ni*	Nichelio	58.68
Ba	Bario	137.36	*Nt*	Nito (Em. Ra)*	222
Be	Berillio (glucinio)	9.01	*O*	Ossigeno*	16
Bi	Bismuto	209	*Os*	Osmio	190.9
Br	Bromo**	79.92	*P*	Fosforo (*phosphorum*)	31.04
C	Carbonio	12	*Pa*	Protoattinio	234
Ca	Calcio	40.07	*Pb*	Piombo	207.21
Cd	Cadmio	112.41	*Pd*	Palladio	106.7
Ce	Cerio	140.13	*Po*	Polonio	210
Cl	Cloro*	35.46	*Pr*	Praseodimio	140.92
Co	Cobalto	58.97	*Pt*	Platino	195.23
Cr	Cromo	52.01	*Ra*	Radio	225.97
Cs	Cesio	132.81	*Rb*	Rubidio	85.45
Cu	Rame (*cuprum*)	63.57	*Re*	Renio	187
Dy	Disprosio	162.46	*Rh*	Rodio (*rhodium*)	102.9
Er	Erbio	167.64	*Ru*	Rutenio	101.7
Eu	Europio	152	*S*	Solfo	32.07
F	Fluoro*	19	*Sa*	Samario	150.43
Fe	Ferro	55.84	*Sb*	Antimonio (*stibium*)	121.76
Fr	Fiorenzio	(?)	*Sc*	Scandio	45.1
Ga	Gallio	69.73	*Se*	Selenio	79.2
Gd	Gadolinio	157.34	*Si*	Silicio	28.06
Ge	Germanio	72.60	*Sn*	Stagno	118.7
H	Idrogeno (*hydrogenium*)*	1.008	*Sr*	Stronzio	87.63
He	Elio (*helium*)*	4.00	*Ta*	Tantalio	181.36
Hf	Afnio (*hafnium*)	178.6	*Tb*	Terbio	159.2
Hg	Mercurio (*hydrargirium*)**	200.61	*Te*	Tellurio	127.5
Ho	Olmio (*holmium*)	163.5	*Th*	Torio (*thorium*)	232.12
I	Iodio	126.93	*Ti*	Titanio	48.1
In	Indio	114.8	*Tl*	Tallio	204.39
Ir	Iridio	193.1	*Tu*	Tulio	169.4
K	Potassio (*kalium*)	39.10	*U*	Uranio	238.14
Kr	Cripto (*kryptum*)*	82.9	*V*	Vanadio	50.95
La	Lantanio	138.90	*W*	Tungsteno (*wolframio*)	184
Li	Litio	6.94	*X*	Xeno*	130.2
Lu	Lutezio	175	*Y*	Ittrio (*yttrium*)	88.7
Ma	Masurio	(?)	*Yb*	Itterbio (*ytterbium*)	173.5
Mg	Magnesio	24.32	*Zn*	Zinco	65.38
Mn	Manganese	54.93	*Zr*	Zirconio	90.06

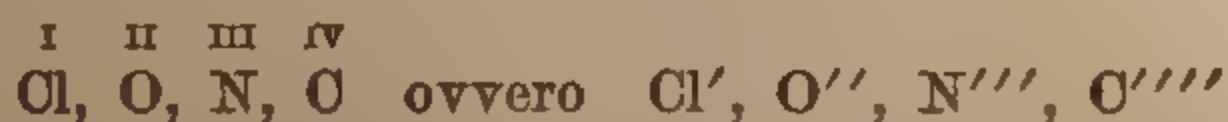
NB. — Gli elementi sono in ordine alfabetico dei simboli, e non dei nomi italiani. Gli elementi segnati con * sono *gassosi*, quelli con ** sono *liquidi*, gli altri sono solidi. Se il simbolo non corrisponde alle iniziali italiane è stato messo tra parentesi il nome latino.

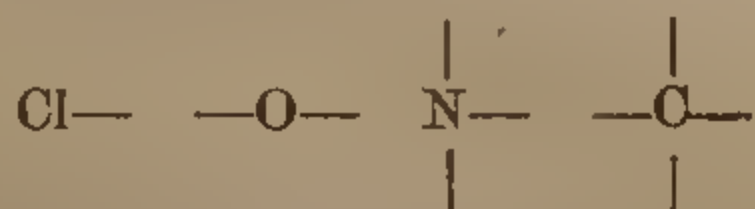
tre l'alluminio Al li sostituisce tutti e tre nel composto $AlPO_4$. Questi elementi considerati Na, Ca, Al hanno quindi una *capacità di sostituzione* per l'atomo dell'idrogeno diversa l'uno dall'altro.

Assumendo quindi l'idrogeno come termine di paragone, potremo definire come **valenza** la *proprietà che hanno gli atomi degli elementi di combinarsi ad uno o più atomi di idrogeno, o sostituire nei composti uno o più atomi di idrogeno* o potremo anche definirla dicendo che *rappresenta la capacità di combinazione o di sostituzione degli atomi degli elementi per l'atomo dell'idrogeno.*

La valenza può essere riferita anche ad altri elementi oltre che all'idrogeno, conoscendo la valenza di questi rispetto all'idrogeno.

Gli elementi diconsi *monovalenti*, *bivalenti*, *trivalenti*, ecc. secondo se si uniscono o sostituiscono 1, 2, 3, ecc. atomi di idrogeno: i più elevati sono gli *ottovalenti;* gli elementi (come i gas rari dell'aria elio, neon, cripto, xeno) che non si combinano con nessun altro elemento diconsi *zerovalenti* o *avalenti*. La valenza si può rappresentare con piccole cifre romane o con virgolette poste in alto sopra o a destra dei simboli; così per es.

$$\overset{\mathrm{I}}{\mathrm{Cl}},\ \overset{\mathrm{II}}{\mathrm{O}},\ \overset{\mathrm{III}}{\mathrm{N}},\ \overset{\mathrm{IV}}{\mathrm{C}} \quad \text{ovvero} \quad \mathrm{Cl}',\ \mathrm{O}'',\ \mathrm{N}''',\ \mathrm{C}''''$$

Se si vuol mettere meglio in evidenza la valenza, specialmente nelle formole di struttura (di cui parleremo fra poco) si può rappresentare con delle linee, nel seguente modo:

$$\mathrm{Cl}- \qquad -\mathrm{O}- \qquad \begin{array}{c}|\\ \mathrm{N}-\\ |\end{array} \qquad \begin{array}{c}|\\ -\mathrm{C}-\\ |\end{array}$$

Molti elementi hanno sempre la stessa valenza, come per esempio il sodio, il potassio, l'argento, il fluoro che si comportano sempre da monovalenti, ovvero il calcio e l'ossigeno che sono sempre solo bivalenti, l'alluminio trivalente, ecc. Vi sono invece altri elementi i quali si possono comportare, secondo i casi, in modo diverso; così l'atomo di ferro talora è bivalente, talora trivalente, quello di mercurio può essere monovalente o bivalente, ecc.; in tal caso, come vedremo meglio parlando della classificazione chimica, i composti che contengono l'elemento con valenza bassa terminano in *oso*, quelli con valenza elevata terminano in *ico;* così pel ferro potremo avere composti ferrosi (con Fe″) e composti ferrici (con Fe‴), pel mercurio composti mercurosi (con Hg′) e composti mercurici (con Hg″), ecc.

Per un elemento che ha diversi tipi di valenze, chiamasi *valenza ordinaria* quella che presenta più comunemente o quando si

unisce con l'idrogeno; gli altri tipi di valenze si riscontrano quando si unisce con elementi diversi o in condizioni speciali; così per esempio il cloro come valenza ordinaria è monovalente, ma può anche essere tri-penta-eptavalente.

Le valenze possiamo immaginarcele materializzate come dei legami che uniscono fra loro gli atomi nelle molecole, e la loro conoscenza è della massima importanza per la scritturazione delle formole e delle equazioni chimiche, esse ci dànno ragione degli indici che si trovano apposti ai simboli, e dei coefficienti che si debbono premettere alle formole nelle equazioni: conoscendo le valenze degli elementi noi potremo costruire con criterio la maggior parte delle formole, senza essere costretti a studiarle materialmente a memoria. A tale scopo bisogna tenere presente che sia le combinazioni come le sostituzioni avvengono in base alla valenza degli elementi, e che i composti che ne risultano debbono essere **saturi,** ossia la *somma delle valenze degli atomi di una specie deve essere eguale a quella delle valenze degli atomi dell'altra specie.* Non possono esistere sostanze nelle quali le valenze degli atomi non siano saturate fra loro. Per conseguenza quando si uniscono fra loro o si sostituiscono due elementi che hanno la stessa valenza, l'unione o lo scambio avviene atomo per atomo; così avremo le seguenti formole: $H'Cl'$, $Ca''O''$, $Al'''N'''$, $Si''''C''''$, ecc. nè potrà sussistere la formola $H'Cl'_2$ ovvero $Ca''O''_2$... ecc.

Se gli elementi che si uniscono hanno valenze diverse, si tenga presente che in generale, pei composti binari (formati da due elementi), il prodotto dell'indice di un elemento per la valenza di questo deve essere uguale al prodotto dell'indice per la valenza dell'altro elemento; l'indice 1 non si segna. Per generalizzare le cose indichiamo con M e con N due elementi qualsiasi, e scriviamo le formole che risultano supponendo che i detti due elementi si uniscano fra loro in vari modi con valenze diverse pari e dispari:

$\overset{I}{M}\overset{I}{N}$	$\overset{II}{M}\overset{I}{N_2}$	$\overset{III}{M}\overset{I}{N_3}$	$\overset{IV}{M}\overset{I}{N_4}$	$\overset{V}{M}\overset{I}{N_5}$	$\overset{VI}{M}\overset{I}{N_6}$	$\overset{VII}{M}\overset{I}{N_7}$	$\overset{VIII}{M}\overset{I}{N_8}$
$\overset{I}{M_2}\overset{II}{N}$	$\overset{II}{M}\overset{II}{N}$	$\overset{III}{M_2}\overset{II}{N_3}$	$\overset{IV}{M}\overset{II}{N_2}$	$\overset{V}{M_2}\overset{II}{N_5}$	$\overset{VI}{M}\overset{II}{N_3}$	$\overset{VII}{M_2}\overset{II}{N_7}$	$\overset{VIII}{M}\overset{II}{N_4}$
$\overset{I}{M_3}\overset{III}{N}$	$\overset{II}{M_3}\overset{III}{N_2}$	$\overset{III}{M}\overset{III}{N}$	$\overset{IV}{M_3}\overset{III}{N_4}$	$\overset{V}{M_3}\overset{III}{N_5}$	$\overset{VI}{M_3}\overset{III}{N_6}$	$\overset{VII}{M_3}\overset{III}{N_7}$	$\overset{VIII}{M_3}\overset{III}{N_8}$

Per i composti formati da tre o quattro elementi diversi spiegheremo meglio le formole in rapporto alla valenza nel capitolo riguardante la nomenclatura chimica. Sarà infine bene ricordare che la

valenza non ha nulla a che vedere con l'affinità che unisce i vari elementi, ossia non vuol dire che vi sia più affinità se maggiore è il numero delle valenze che unisce i due elementi; per esempio nella molecola dell'acido fluoridrico $H'F'$ nella quale il fluoro è unito con un solo legame all'idrogeno esiste fra i due elementi un'affinità grandissima.

Credo utile completare l'argomento, riunendo in una tabellina gli elementi di uso più corrente con le relative valenze.

TABELLA DELLE VALENZE
DEGLI ELEMENTI DI USO PIÙ CORRENTE

Nome degli elementi	Valenze	Nome degli elementi	Valenze
Alluminio	III	Iodio	I (III. V. VII)
Antimonio	III. V	Magnesio	II
Argento	I	Manganese	II. IV. (III. VI. VII)
Arsenico	III. V	Mercurio	I. II
Azoto	III. V. (I. II. IV)	Nichelio	II. III
Boro	III	Oro	I. III
Bromo	I (III. V. VII)	Ossigeno	II
Calcio	II	Piombo	II. IV
Carbonio	IV (II)	Platino	(II). IV
Cloro	I (III. V. VII)	Potassio	I
Cobalto	II. III	Rame	I. II
Cromo	II. III. VI	Silicio	IV
Ferro	II. III	Sodio	I
Fluoro	I	Solfo	II. IV. VI
Fosforo	III. V	Stagno	II. IV
Idrogeno	I	Zinco	II

Le valenze non tra parentesi sono le valenze ordinarie.

Formole gregge e formole di struttura. — Le formole delle quali finora abbiamo parlato e delle quali abbiamo già dato numerosi esempi sono dette formole gregge o brute; esse dànno il numero degli atomi dei singoli elementi, senza mettere in rilievo il modo col quale questi atomi sono fra loro collegati. Con le formole di struttura vengono messe in evidenza, mediante delle linee, le valenze dei singoli atomi, ed il modo come sono saturate, cioè come si suppone che siano legati fra di loro gli atomi. In genere le linee raffiguranti le

valenze si fanno convergere verso l'elemento a valenza più elevata che si pone al centro; per esempio:

sostanza	formola greggia	formola di struttura
Idrogeno	H_2	H—H
Ossigeno	O_2	O=O
Ossido di calcio	CaO	Ca=O
Ammoniaca	$\overset{III}{N}\overset{I}{H}_3$	H | N—H | H
Metano	$\overset{IV}{C}\overset{I}{H}_4$	H | H—C—H | H
Anidride carbonica	$\overset{IV}{C}\overset{II}{O}_2$	O=C=O
Anidride fosforica	$\overset{V}{P}_2\overset{II}{O}_5$	O=P=O | O | O=P=O

Isomeria. — Diconsi **isomeri** *composti diversi pur avendo la stessa composizione chimica*, cioè lo stesso numero e la stessa specie di atomi; ed il fenomeno dicesi *isomeria*. Si hanno diverse forme di isomeria, che interessano però in modo particolare i composti organici, quindi su questo fenomeno ci intratterremo nella parte che riguarda la Chimica organica. Qui, in rapporto alle formole di struttura, limitiamoci a ricordare gli *isomeri strutturali*, che sono caratterizzati per avere formole gregge uguali, e le loro proprietà fisiche e chimiche diverse sono dovute al fatto che gli atomi nella molecola sono riuniti diversamente, cioè hanno formola di struttura diversa. Per es. l'acido cianico N≡C—O—H e l'acido isocianico O=C=N—H sono isomeri fra loro, entrambi avrebbero la stessa formola greggia HCNO, ma hanno caratteri diversi e formola di struttura diversa.

Allotropia. — È un fenomeno analogo ma che riguarda gli elementi chimici anzichè i composti: quando cioè lo *stesso elemento si presenta con caratteri ed aspetti diversi*, dando origine a sostanze diverse: le diverse sostanze appartenenti allo stesso elemento diconsi *stati allotropici*. Così per esempio diversissima è la grafite dal diamante, ma entrambi sono carbonio; quindi diremo che grafite e diamante «sono due stati allotropici del carbonio»: analogamente dicasi pel fosforo bianco ed il fosforo rosso, ecc. Spesso gli stati allotropici sono dovuti al fatto che gli atomi formanti la molecola dei due stati allotropici dello stesso elemento sono in numero diverso; così per esempio l'ossigeno e l'ozono le cui formole sono:

ossigeno O_2 *strutt.* $O=O$

ozono O_3 *strutt.* (triangolo: O in alto, legato ai due O di base, O—O)

CAPO IX

REAZIONI ED EQUAZIONI CHIMICHE

Reazioni chimiche. — Abbiamo già definito sino dalle prime pagine che qualsiasi trasformazione profonda e duratura della sostanza *è un fenomeno chimico* ossia una reazione chimica. Siccome però nelle trasformazioni delle sostanze avviene anche una trasformazione dell'energia interna chimica delle medesime, così le reazioni, come abbiamo già anche accennato avvengono o con sviluppo o con assorbimento di svariate forme di energia secondo se le sostanze che si ottengono posseggono una energia chimica interna minore o maggiore. Molte reazioni quindi avvengono con sviluppo di calore, altre invece non avvengono se noi non somministriamo *calore*, altre richiedono *luce*, come per es. l'idrogeno ed il cloro che nell'oscurità non si combinano; altre invece *scariche* o *corrente elettrica*, altre *pressione*, ecc.

Vi sono poi delle reazioni che sono provocate o regolate dalla presenza di una sostanza, la quale apparentemente non prende parte alla reazione in quantochè alla fine noi la ritroviamo inalterata: queste *sostanze che regolano o provocano una reazione rimanendo inalterate* diconsi sostanze **catalizzatrici**; si suol dire che esse esplicano *una azione catalittica:* così, per es., l'ossigeno non si combina con l'anidride solforosa SO_2 per dare anidride solforica SO_3 se non in presenza di platino rovente, o di altri catalizzatori. Una delle principali cause che provoca le reazioni chimiche è come abbiamo già visto a pag. 44 *l'affinità chimica.*

Inoltre è bene ricordare che le reazioni chimiche non avvengono se non vi è un *intimo contatto* il che si ottiene specialmente quando le sostanze sono liquide o in soluzione o aeriformi: la maggior parte delle sostanze solide e secche non reagiscono, anche se ridotte in polvere fina; grandissima importanza ha poi la *presenza di acqua:* per es. l'acido cloridrico che è un acido energico quando è puro e anidro sia gassoso che liquefatto non reagisce coi metalli, analogamente l'ac. solforico che è l'acido più forte, se privo d'acqua non intacca i metalli, tanto che in queste condizioni viene trasportato industrialmente in cisterne di ferro. Vedremo in seguito (nel capit. della dissociazione) la spiegazione di tale comportamento.

Tipi di reazioni. — Le reazioni chimiche possono essere riferite ai seguenti 4 tipi:

1° Combinazione: si ha quando *due o più sostanze* (sia semplici che composte) *si uniscono per formare una unica sostanza.* La combinazione dicesi anche *sintesi.* La preparazione di una sostanza dicesi sintetica, quando questa sostanza viene ottenuta direttamente dai suoi costituenti: per es. l'ac. cloridrico ottenuto facendo combinare idrogeno e cloro è preparato sinteticamente, mentre non è sintetica la preparazione dello stesso acido facendo agire l'acido solforico sul cloruro di sodio. In altri casi però alla parola sintesi si dà un significato più esteso, perchè si intende anche la preparazione artificiale di sostanze identiche a quelle che si trovano in natura.

2° Decomposizione: è la reazione inversa, cioè si ha *quando una sostanza composta si scinde in due o più sostanze diverse;* dicesi anche *analisi:* a questa parola però si dà un significato più vasto, in quanto che per analisi si intende il complesso delle operazioni chimiche ed anche fisiche che si compiono per riconoscere la natura delle diverse sostanze contenute in una miscela o dei diversi elementi chimici contenuti in un composto (analisi qualitativa), ovvero per determinare le percentuali in peso (analisi quantitativa).

3° Sostituzione semplice: si ha quando *un elemento sostituisce uno o più elementi contenuti in un composto.*

4° Doppia sostituzione: *se due composti reagendo fra di loro si scambiano reciprocamente un elemento formando due composti diversi*

Si hanno sostituzioni nelle quali entrano in giuoco più di due sostanze.

Equazioni chimiche. — Le equazioni chimiche non sono altro che *la rappresentazione grafica, mediante simboli e formole, delle reazioni chimiche.* Si chiamano equazioni perchè come quelle dell'algebra sono formate da due membri, ma non si possono risolvere a priori procedendo come nelle equazioni algebriche: nel primo membro a sinistra si scrivono le formole delle sostanze che entrano in reazione unite col segno +, nel secondo membro a destra separato da una $\rightarrow$ (che indica il senso nel quale avviene la reazione) si scrivono le formole delle sostanze che si ottengono pure unite col segno +. Se una sostanza entra in reazione o si ottiene con parecchie molecole se ne premette il coefficente a sinistra come già spiegato parlando delle formole a pag. 55. Per le *reazioni revertibili* che possono cioè avvenire facilmente sia in un senso che nel senso opposto, i membri di destra e di sinistra si possono separare con un doppio segno invertito $\rightleftarrows$.

Nello scrivere le equazioni chimiche si debbono sempre tenere ben presenti le seguenti osservazioni:

1° *Unendo o sostituendo gli elementi le valenze debbono sempre corrispondersi in modo che i composti risultino sempre saturi.*

2° Pel principio della conservazione dei pesi, *tutti gli atomi che complessivamente esistono nel primo membro dell'equazione debbono ritrovarsi nel secondo membro.*

Pei motivi su esposti gli indici ed i coefficienti debbono essere messi o spostati con criterio. Diamo alcuni esempi semplici di equazioni chimiche segnando le valenze che occorrono per poterle comprendere, e ricordando che ogni atomo di idrogeno ha una valenza.

1° *Esempi di combinazioni:*

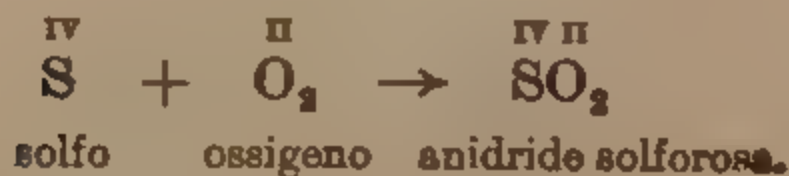
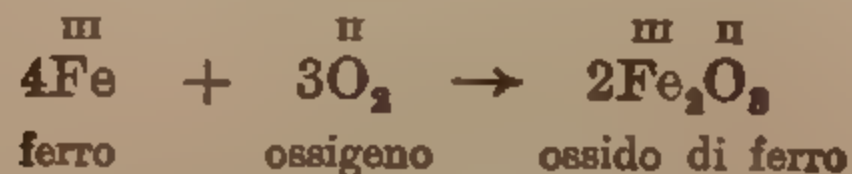
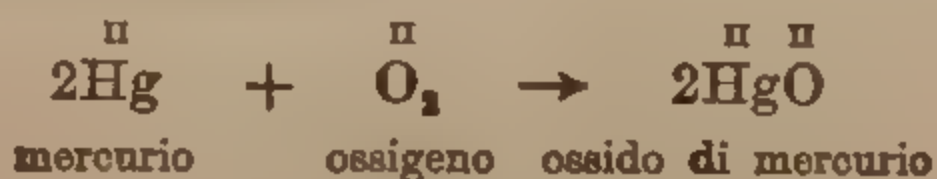
$$2\overset{II}{Hg} + \overset{II}{O_2} \rightarrow 2\overset{II}{Hg}\overset{II}{O}$$

mercurio — ossigeno — ossido di mercurio

$$4\overset{III}{Fe} + 3\overset{II}{O_2} \rightarrow 2\overset{III}{Fe_2}\overset{II}{O_3}$$

ferro — ossigeno — ossido di ferro

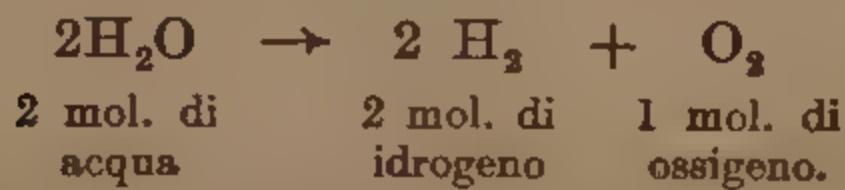
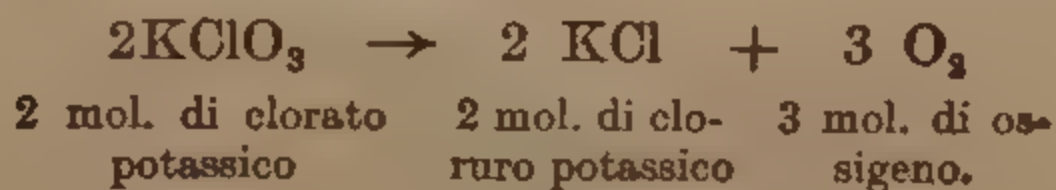
$$\overset{IV}{S} + \overset{II}{O_2} \rightarrow \overset{IV}{S}\overset{II}{O_2}$$

solfo — ossigeno — anidride solforosa.

2° *Esempi di decomposizioni:*

$$2KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$$

2 mol. di clorato potassico — 2 mol. di cloruro potassico — 3 mol. di ossigeno.

$$2H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$$

2 mol. di acqua — 2 mol. di idrogeno — 1 mol. di ossigeno.

3° *Esempi di sostituzioni semplici:*

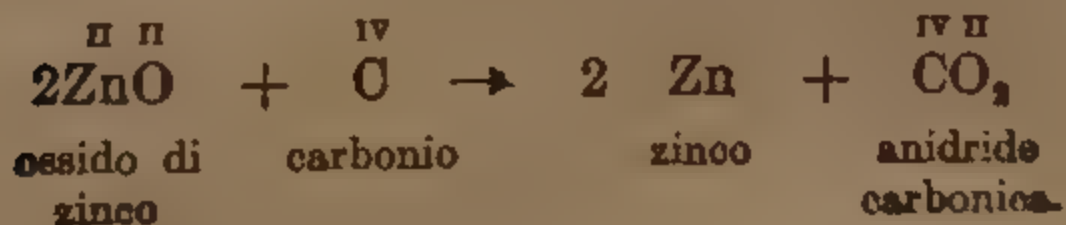
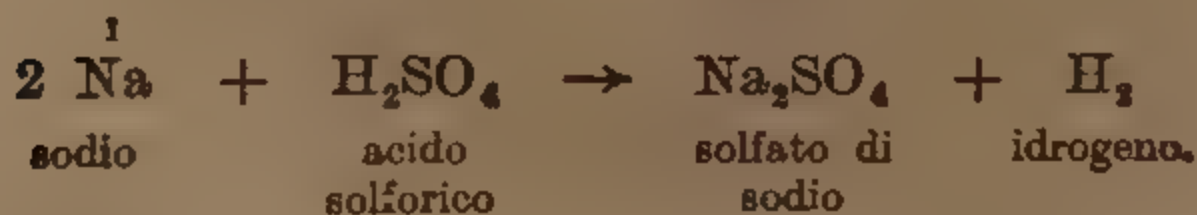
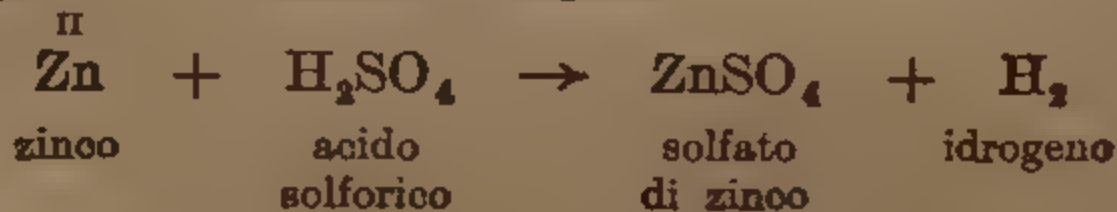
$$\overset{II}{Zn} + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

zinco — acido solforico — solfato di zinco — idrogeno

$$2\ \overset{I}{Na} + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2$$

sodio — acido solforico — solfato di sodio — idrogeno.

$$2\overset{II}{Zn}\overset{II}{O} + \overset{IV}{C} \rightarrow 2\ Zn + \overset{IV}{C}\overset{II}{O_2}$$

ossido di zinco — carbonio — zinco — anidride carbonica.

4° *Esempi di doppie sostituzioni:*

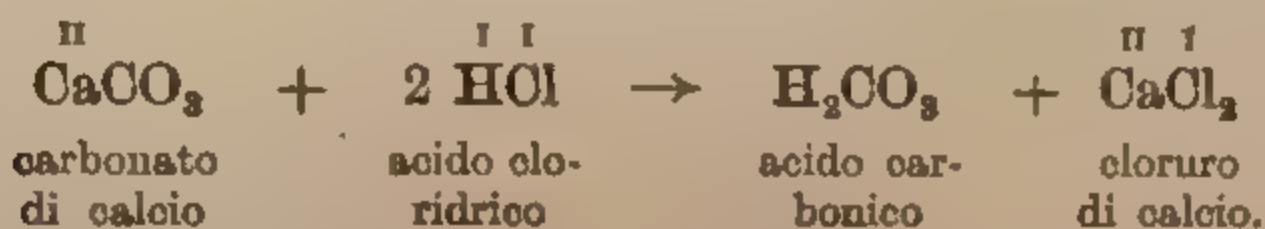
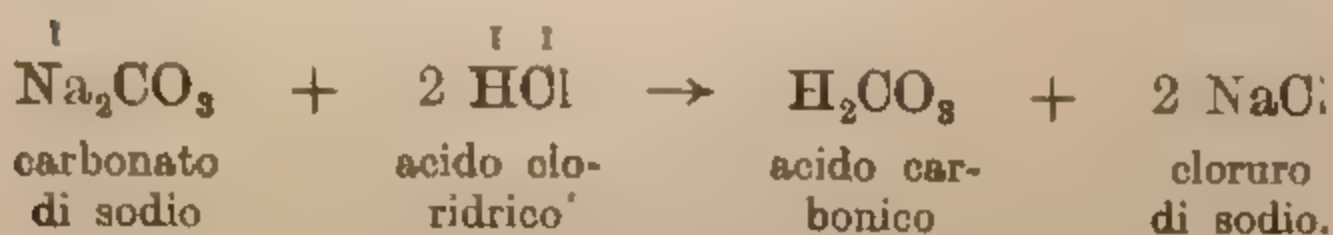
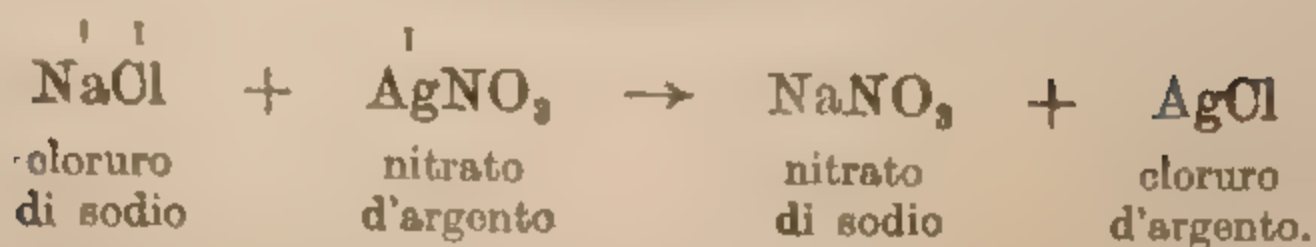
$$\overset{I}{Na}\overset{I}{Cl} + \overset{I}{Ag}NO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl$$

cloruro di sodio	nitrato d'argento	nitrato di sodio	cloruro d'argento.

$$\overset{I}{Na_2}CO_3 + 2\,\overset{I}{H}\overset{I}{Cl} \rightarrow H_2CO_3 + 2\,NaCl$$

carbonato di sodio	acido cloridrico	acido carbonico	cloruro di sodio.

$$\overset{II}{Ca}CO_3 + 2\,\overset{I}{H}\overset{I}{Cl} \rightarrow H_2CO_3 + \overset{II}{Ca}\overset{I}{Cl_2}$$

carbonato di calcio	acido cloridrico	acido carbonico	cloruro di calcio.

* **Cenni di stechiometria.** — Poichè, come già si disse, ai simboli ed alle formole noi leghiamo anche il valore dei rispettivi pesi atomici e molecolari, così le equazioni chimiche ci esprimono anche i rapporti in peso secondo i quali le sostanze si combinano e si ottengono e noi potremo anche sapere in quale rapporto in peso sono uniti i singoli costituenti in una molecola. In base a ciò con piccoli calcoli, detti stechiometrici, si possono risolvere svariati problemi, spesso di interessante indole pratica. Facciamo qualche esempio:

I. — *Determinazione delle percentuali in peso di un elemento contenuto in cento parti in peso di un suo composto.*

Esempio. — Quanto ferro è contenuto in 100 kg. del suo minerale ematite, supposto puro?

Sapendo che la formola dell'ematite è Fe_2O_3 e conoscendo (dalla Tabella a pag. 56) il peso atomico del ferro = 55,84 e dell'ossigeno = 16, calcoliamo il peso molecolare di Fe_2O_3, che sarà $2 \times 55,84 + 3 \times 16 = 111,68 + 48 = 159,68$; ma 159,68 di Fe_2O_3 contengono 111,68 di ferro quindi potremo impostare la seguente proporzione:

159,68	:	111,68	=	kg. 100	:	kg. x
di ematite		di Fe		di ematite		di ferro

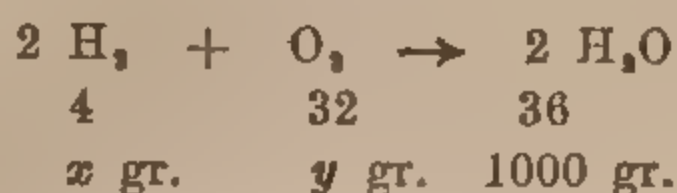
e risolvendo troveremo $x = \dfrac{100 \times 111,68}{159,68} =$ kg. 69,93.

II. — *Determinazione delle quantità di sostanze che si debbono mettere a reagire per ottenere una certa quantità di una data sostanza.*

Esempio. — Quanto idrogeno (H p.a. = 1) e quanto ossigeno (O p.a. = 16) occorrono per ottenere 1 kg. di acqua?

Scriviamo la relativa equazione chimica segnando sotto ad ogni sostanza

i rapporti in peso dedotti dai pesi atomici, e sotto i valori cogniti ed incogniti del problema:

$$\begin{array}{ccccc} 2\,H_2 & + & O_2 & \rightarrow & 2\,H_2O \\ 4 & & 32 & & 36 \\ x \text{ gr.} & & y \text{ gr.} & & 1000 \text{ gr.} \end{array}$$

allora potremo impostare due proporzioni, ragionando in questo modo:

a) Se con 4 parti di idrogeno otteniamo 36 parti di acqua, occorreranno x gr. di idrogeno per ottenere 1000 gr. di acqua; quindi:

4 di idrogeno : 36 di acqua = x gr. di idrogeno : 1000 gr. di acqua.

b) Se con 32 parti di ossigeno si ottengono 36 parti di acqua, occorreranno y gr. di ossigeno per ottenere 1000 gr. di acqua; quindi:

32 di ossigeno : 36 di acqua = y gr. di ossigeno : 1000 gr. di acqua.

risolvendo troveremo:

$$x = \frac{1000 \times 4}{36} = \text{gr. } 111 \text{ di idrogeno;}$$

$$y = \frac{1000 \times 32}{36} = \text{gr. } 889 \text{ di ossigeno.}$$

III. — *Determinazione delle quantità di sostanze che si ottengono partendo da una quantità fissa di un'altra sostanza.*

Esempio. — Un kg. di carbone bruciando a quanto ossigeno si unisce e quanta anidride carbonica produce?

Procedendo come nell'esempio precedente scriveremo:

a) Equazione	C	+	O_2	→	CO_2
	carbonio		ossigeno		anidride carbonica
b) Rapporti molecolari	12		32		44
c) Rapporti cogniti e incogniti	1 kg		x kg.		y kg.

d) Proporzioni. — Il ragionamento che si deve fare per impostare le proporzioni è il seguente:

1° Se 12 parti di carbonio bruciando si uniscono a 32 parti di ossigeno, ad un kg. di carbonio si debbono unire x kg. di ossigeno

12 di C : 32 di O_2 = 1 kg di C : x kg di O_2.

2° Se 12 parti di carbonio bruciando dànno 44 parti di anidride carbonica, un kg. di carbonio darà y kg. di anidride carbonica

12 di C : 44 di CO_2 = 1 kg di C : y kg. di CO_2.

e) Risolvendo $x = \frac{1 \times 32}{12} = \text{kg. } 2{,}66 \quad y = \frac{1 \times 44}{12} = \text{kg. } 3{,}66.$

CAPO X

NOMENCLATURA CHIMICA

Le sostanze chimiche si dividono, come abbiamo già visto, in semplici e composte. Le semplici o elementi chimici si dividono in *metalli* e *metalloidi;* i composti si dividono in *ossidi*, *idrossidi*, *anidridi*, *acidi* e *sali*. Vediamo le caratteristiche di ciascuno di questi gruppi, le loro suddivisioni, le loro formole, i metodi per ottenerle.

Sostanze semplici.

Metalli. — Diconsi metalli gli elementi già conosciuti volgarmente con questo nome, come il ferro, l'oro, l'argento, il rame, lo zinco, il piombo, ecc. Essi sono caratterizzati perchè la loro superficie non alterata ha una lucentezza tipica detta *lucentezza metallica:* inoltre essi sono più o meno *buoni conduttori* del calore e della elettricità: sono *elettro-positivi* cioè i loro ioni (come vedremo meglio in seguito) sono carichi di elettricità positiva, quindi nelle elettrolisi vanno al polo negativo. Chimicamente i metalli non hanno affinità fra loro nè con l'idrogeno, si combinano invece con l'ossigeno dando origine agli *ossidi*, che con acqua dànno le *basi*.

I metalli sono tutti solidi, eccetto il mercurio che è liquido. Al gruppo dei metalli pel suo comportamento può essere ascritto l'idrogeno, per quanto gassoso.

Metalloidi. — Col nome di metalloidi si intendono tutti gli altri elementi che non sono metalli. I metalloidi *non hanno lucentezza metallica*, in generale sono *cattivi conduttori* del calore e dell'elettricità, sono *elettro-negativi*, hanno *grande affinità con l'idrogeno*, e possono anche unirsi fra loro; combinandosi con l'ossigeno dànno origine alle *anidridi*, che con acqua dànno gli *acidi*.

Molti metalloidi sono gassosi, come l'ossigeno, il fluoro, il cloro, l'azoto, molti sono solidi come il carbonio, il solfo, il fosforo: uno solo è liquido, il bromo.

La differenza tra metalli e metalloidi è molto comoda, ed ancora oggi dalla maggior parte seguita, però non è assoluta, perchè vi sono

degli elementi con comportamento intermedio, tanto che alcuni ne fanno un gruppo col nome di *semimetalli;* vi sono per esempio dei metalloidi (come l'arsenico) che possono avere comportamento metallico, e vi sono dei metalli (come il manganese, e molti altri) che in determinate condizioni si comportano come metalloidi. Vi sono infine gli elementi avalenti (gas rari dell'aria) che non dando origine a composti non si può dire con esattezza se hanno comportamento da metalli o da metalloidi.

Sostanze composte.

Ossidi. — Diconsi *quei composti che risultano dall'unione di un metallo con l'ossigeno e che con acqua dànno origine a delle basi.* Si possono ottenere per unione diretta di un metallo con ossigeno.

Se il metallo non ha valenza variabile il composto si chiama ossido di... facendo seguire il nome del metallo, per es.:

$\overset{I}{Na}_2\overset{II}{O}$	$\overset{II}{Ca}\overset{II}{O}$	$\overset{III}{Al}_2\overset{II}{O}_3$	$\overset{IV}{Si}\overset{II}{O}_2$
ossido di sodio	ossido di calcio	ossido di alluminio	ossido di silicio

Se il metallo ha valenza variabile si può combinare con l'ossigeno in diversi rapporti: in tal caso si fanno terminare in *oso* gli ossidi più poveri di ossigeno, nei quali quindi la valenza del metallo è al minimo, ed in *ico* quelli più ricchi di ossigeno nei quali la valenza del metallo è al massimo. Per es.:

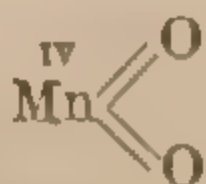
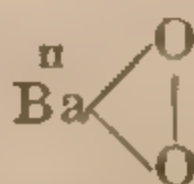
$\overset{I}{Cu}_2\overset{II}{O}$	$\overset{I}{Hg}_2\overset{II}{O}$	$\overset{II}{Fe}\overset{II}{O}$	$\overset{II}{Mn}\overset{II}{O}$
ossido ramoso	ossido mercuroso	ossido ferroso	ossido manganoso
$\overset{II}{Cu}\overset{II}{O}$	$\overset{II}{Hg}\overset{II}{O}$	$\overset{III}{Fe}_2\overset{II}{O}_3$	$\overset{IV}{Mn}\overset{II}{O}_2$
ossido rameico	ossido mercurico	ossido ferrico	ossido manganico.

Gli stessi ossidi possono anche essere espressi con nomi diversi in base alle percentuali di ossigeno, così per es. *biossidi* se vi è un atomo di metallo e due di ossigeno; per es. MnO_2 biossido di manganese, SiO_2 biossido di silicio.

sesquiossidi se vi sono 2 di metallo, 3 di ossigeno; per es. Fe_2O_3 sesquiossido di ferro, Al_2O_3 sesquiossido di alluminio.

protossidi se vi sono 2 di metallo ed 1 di ossigeno per es. Hg_2O protossido di mercurio;

perossidi se vi sono 1 di metallo e 2 di ossigeno ma mentre nei biossidi i due atomi di ossigeno sono uniti ciascuno per proprio conto

con 2 valenze al metallo tetravalente, nei perossidi, sono uniti al metallo con una sola valenza, e con l'altra sono uniti fra loro; per es.:

biossido di manganese — perossido di bario

Idrossidi o idrati. — Diconsi i *composti che risultano dall'unione di un metallo con l'ossidrile* (—OH). « L'**ossidrile** è un radicale monovalente, cioè un gruppo di atomi caratteristico che però non può esistere libero avendo una valenza non saturata, si può considerare come proveniente dall'acqua H_2O per eliminazione di un atomo d'idrogeno ». All'atomo del metallo, secondo la sua valenza, si uniscono 1, 2 o più ossidrili; in tal caso, per tenere l'ossidrile individualizzato, lo si mette tra parentesi, e l'indice si scrive a destra in basso fuori della parentesi; la terminazione si fa in *oso* o in *ico* come per gli ossidi; per es.:

$\overset{I}{Na}\overset{}{OH}$	$\overset{II}{Ca}(\overset{I}{OH})_2$	$\overset{II}{Fe}(\overset{I}{OH})_2$	$\overset{III}{Fe}(\overset{I}{OH})_3$
idrossido di sodio	idrossido di calcio	idrossido ferroso	idrossido ferrico.

Gli idrossidi diconsi anche **basi,** o *sostanze basiche;* quelli più energici diconsi *sostanze alcaline;* hanno la facoltà di neutralizzare gli acidi, hanno sapore di liscivia o affine; quando sono in presenza di acqua si riconoscono perchè *fanno diventare azzurre le cartine rosse di tornasole* (le cartine di tornasole sono listerelle di carta bibula imbevute di tintura di tornasole, soluzione alcoolica di una sostanza estratta da vegetali, di color viola, che colle basi si colora in azzurro, e cogli acidi in rosso). Ancora più sensibile è la soluzione alcoolica di *fenolftaleina* che colle basi, anche in dose minima, diventa di un bel colore rosso-viola, cogli acidi ritorna incolora.

Dicesi *acidità della base* il numero degli ossidrili che essa contiene, così l'idrossido di sodio è una *base monoacida*, l'idrossido di calcio è *biacida,* ecc.

Gli idrossidi si possono ottenere per azione dell'acqua sopra un metallo o sopra un ossido.

Anidridi. — Diconsi i *composti che risultano dall'unione di un metalloide con l'ossigeno, e che con acqua dànno origine a degli acidi.*

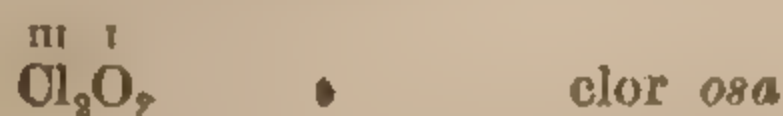
Il nome dell'anidride si fa aggiungendo al metalloide la terminazione in *osa* od in *ica* secondo la valenza del metalloide e quindi la

minor o maggior quantità di ossigeno e premettendo la particella *ipo* o *per* nei due casi estremi, per es.:

$\overset{I}{Cl_2}\overset{II}{O}$ anidride *ipo* clor *osa*

$\overset{III}{Cl_2}\overset{I}{O_3}$ » clor *osa*

$\overset{V}{Cl_2}\overset{II}{O_5}$ » clor *ica*

$\overset{VII}{Cl_2}O_7$ » *per* clor *ica*.

Le anidridi si possono praticamente ottenere per unione diretta del metalloide con l'ossigeno. Tutti i metalloidi bruciando nell'aria dànno delle anidridi.

Acidi. — Diconsi i *composti contenenti atomi di idrogeno che possono essere sostituiti tutti o in parte da atomi di metalli per dare origine a dei sali.* Inoltre essi hanno un sapore aspro acidulo tipico, fanno diventare rosse le cartine azzurre di tornasole, e fanno ritornare incolora la soluzione di fenolftaleina arrossata dalle basi. Gli acidi possono essere gassosi (ac. cloridrico), liquidi (ac. nitrico), solidi (ac. citrico).

Vari tipi di acidi. — 1° ***Ossiacidi.*** Diconsi gli acidi che *contengono ossigeno.* Essi derivano dalla combinazione delle ***anidridi con acqua;*** per tal motivo si possono avere tante specie di acidi quante sono le specie di anidridi; la formola degli ossiacidi in generale si scrive segnando a sinistra del metalloide l'idrogeno e alla sua destra tutto l'ossigeno, la desinenza coincide con quella delle anidridi dalle quali gli acidi derivano; per esempio:

$$\underset{\text{anidride ipoclorosa}}{Cl_2O} + H_2O \rightarrow \underset{\text{acido ipocloroso}}{2\ HClO}$$

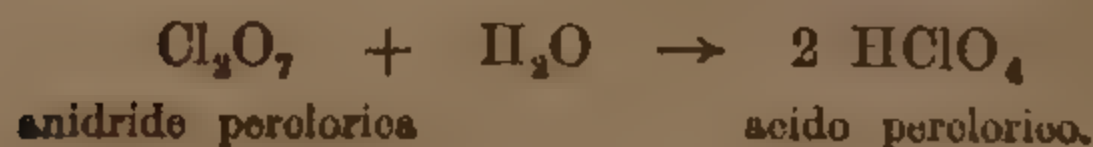
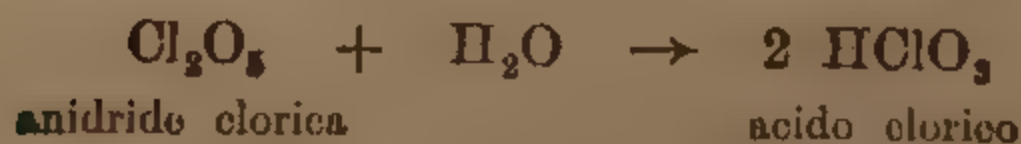
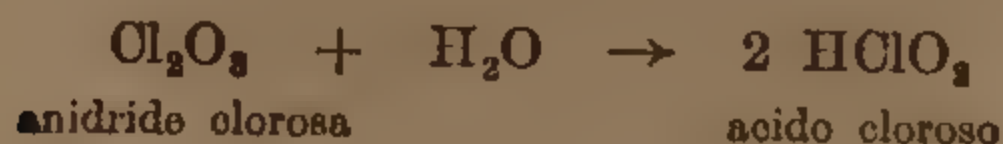
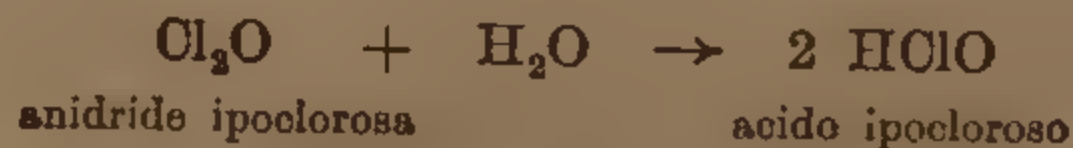
$$\underset{\text{anidride clorosa}}{Cl_2O_3} + H_2O \rightarrow \underset{\text{acido cloroso}}{2\ HClO_2}$$

$$\underset{\text{anidride clorica}}{Cl_2O_5} + H_2O \rightarrow \underset{\text{acido clorico}}{2\ HClO_3}$$

$$\underset{\text{anidride perclorica}}{Cl_2O_7} + H_2O \rightarrow \underset{\text{acido perclorico.}}{2\ HClO_4}$$

Analogamente:

$$\underset{\text{anidride solforosa}}{SO_2} + H_2O \rightarrow \underset{\text{acido solforoso}}{H_2SO_3}$$

$$\underset{\text{anidride solforica}}{SO_3} + H_2O \rightarrow \underset{\text{acido solforico.}}{H_2SO_4}$$

2° ***Idracidi.*** Diconsi gli acidi che *non contengono ossigeno;* essi risultano dall'unione di un *alogeno con idrogeno:* gli alogeni sono i quattro elementi fluoro, cloro, bromo, iodio, i quali unendosi con l'idrogeno si comportano solo come monovalenti; ha comportamento analogo anche il solfo bivalente. Il nome degli idracidi si fa terminare in *idrico,* essi sono quindi solo i seguenti cinque:

HF	HCl	HBr	HI	H_2S
ac. fluoridrico	ac. cloridrico	ac. bromidrico	ac. iodidrico	ac. solfidrico.

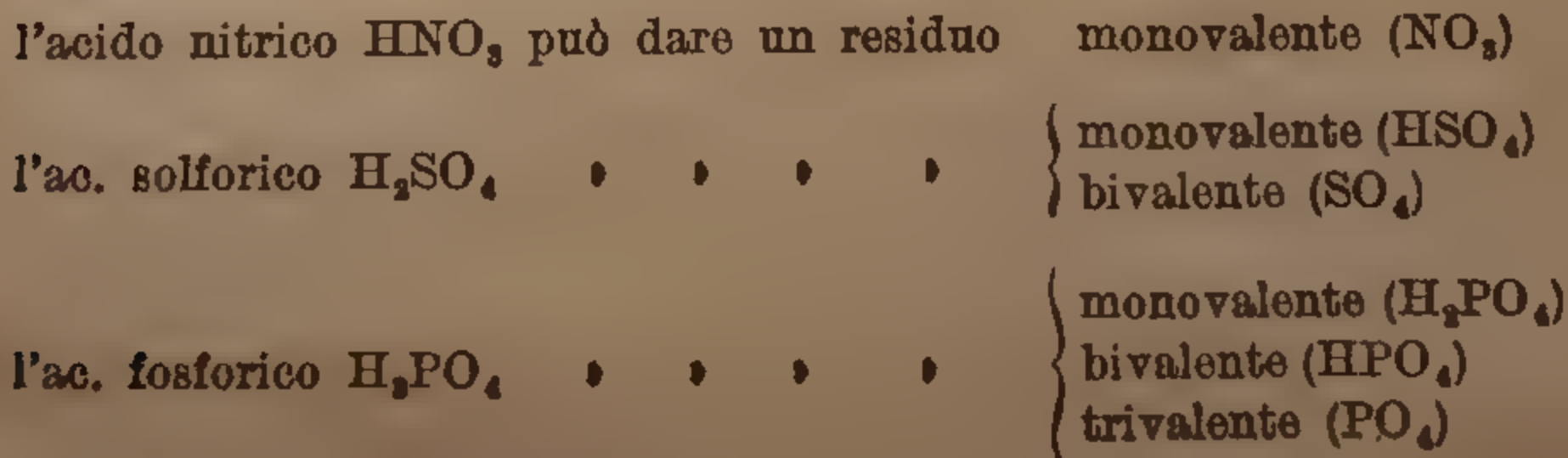
Basicità degli acidi. — La basicità di un acido è costituita dal numero degli atomi di idrogeno sostituibili coi metalli. Sono quindi *monobasici* gli acidi con un solo atomo d'idrogeno (es. HCl acido cloridrico, HNO_3 acido nitrico); *bibasici* quelli che ne contengono due (es. H_2SO_4 acido solforico, H_2CO_3 acido carbonico); *tribasici* quelli che ne contengono tre (es. H_3PO_4 acido fosforico), ecc.

Residui acidi. — Per residuo di un acido, o semplicemente residuo acido, si intende *il gruppo atomico che resta togliendo all'acido tutti o in parte gli atomi di idrogeno.* I residui acidi per noi hanno notevole interesse perchè li utilizzeremo per poter scrivere e capire le formole dei sali. Ai residui acidi non si dà un nome speciale; la loro valenza corrisponde al numero di atomi di idrogeno eliminati; i residui non possono esistere liberi, quando entrano più volte nella costituzione di una molecola si chiudono fra parentesi scrivendo l'indice in basso a destra fuori parentesi.

Esempi:

l'acido nitrico HNO_3 può dare un residuo monovalente (NO_3)

l'ac. solforico H_2SO_4 » » » » $\begin{cases} \text{monovalente } (HSO_4) \\ \text{bivalente } (SO_4) \end{cases}$

l'ac. fosforico H_3PO_4 » » » » $\begin{cases} \text{monovalente } (H_2PO_4) \\ \text{bivalente } (HPO_4) \\ \text{trivalente } (PO_4) \end{cases}$

Sali diconsi *quei composti derivanti dagli acidi per sostituzione totale o parziale dell'idrogeno con metalli.* In genere sono tutti solidi, hanno reazione neutra, cioè non fanno diventare nè rossa nè azzurra la cartina di tornasole: alcuni però hanno ancora deboli proprietà acide (quelli che derivano da un acido forte e una base debole, es. solfato di rame) o deboli proprietà basiche (quelli che derivano da un acido debole ed una base forte, es. carbonato di sodio).

I sali si possono ottenere per azione di un acido sopra un metallo (in tal caso si mette in libertà idrogeno) o sopra un ossido od un idrossido (in questi due casi si ha formazione di acqua).

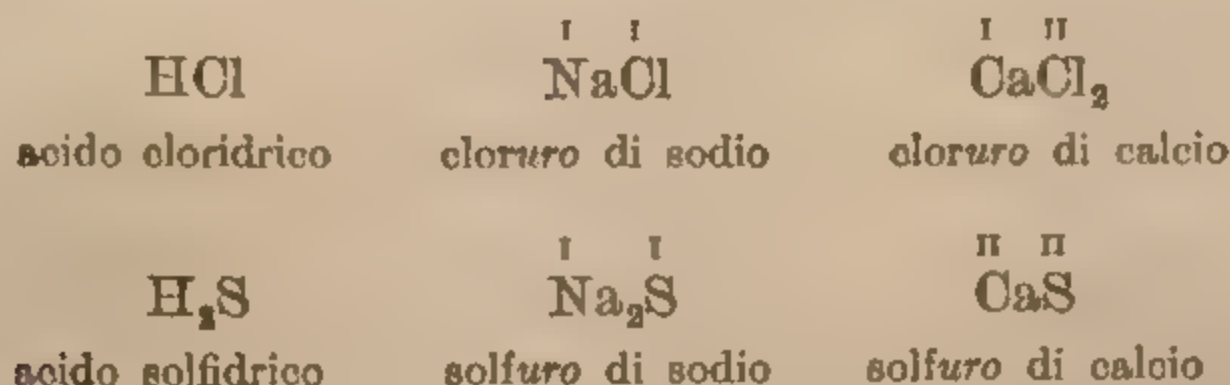
FORMOLE DEI SALI. — I sali essendo derivati dagli acidi hanno le stesse formole gregge e di struttura degli acidi, mettendo al posto dell'idrogeno il metallo. Riesce comodo ricorrere ai residui acidi; in tal caso *la formola del sale si ottiene unendo il residuo acido al metallo,* mettendo gli indici necessari affinchè la valenza del metallo e quella del residuo risultino saturate: per apporre gli indici al residuo, questo va messo tra parentesi.

NOMENCLATURA DEI SALI. — I principali tipi di sali sono: 1° ***Sali ossigenati.*** Se *contengono ossigeno;* derivano quindi dagli ossiacidi, dei quali portano la radice del nome con terminazione in *ito* se l'acido terminava in *oso* e in *ato* se l'acido terminava in *ico*, conservando i prefissi *ipo* e *per* se vi erano, ed aggiungendo con un *di* il nome del metallo; per esempio:

$HClO$	$\overset{I}{Na}ClO$	$\overset{II}{Ca}(ClO)_2$
acido *ipocloroso*	*ipoclorito* di sodio	*ipoclorito* di calcio
$HClO_2$	$\overset{I}{Na}ClO_2$	$\overset{II}{Ca}(ClO_2)_2$
acido *cloroso*	clor*ito* di sodio	clor*ito* di calcio
$HClO_3$	$\overset{I}{Na}ClO_3$	$\overset{II}{Ca}(ClO_3)_2$
acido clor*ico*	clor*ato* di sodio	clor*ato* di calcio
$HClO_4$	$\overset{I}{Na}ClO_4$	$\overset{II}{Ca}(ClO_4)_2$
acido *perclorico*	*perclorato* di sodio	*perclorato* di calcio

2° ***Sali non ossigenati.*** Se *non contengono ossigeno:* derivano dagli idracidi, o dall'unione di un metallo con un metalloide, o da un metalloide (con funzione metallica) con un altro metalloide.

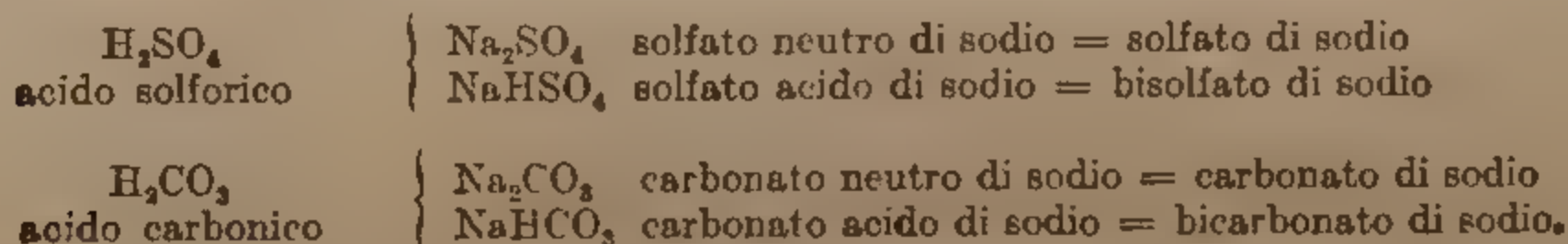
Hanno terminazione in *uro* applicata all'alogeno o al metalloide; per esempio:

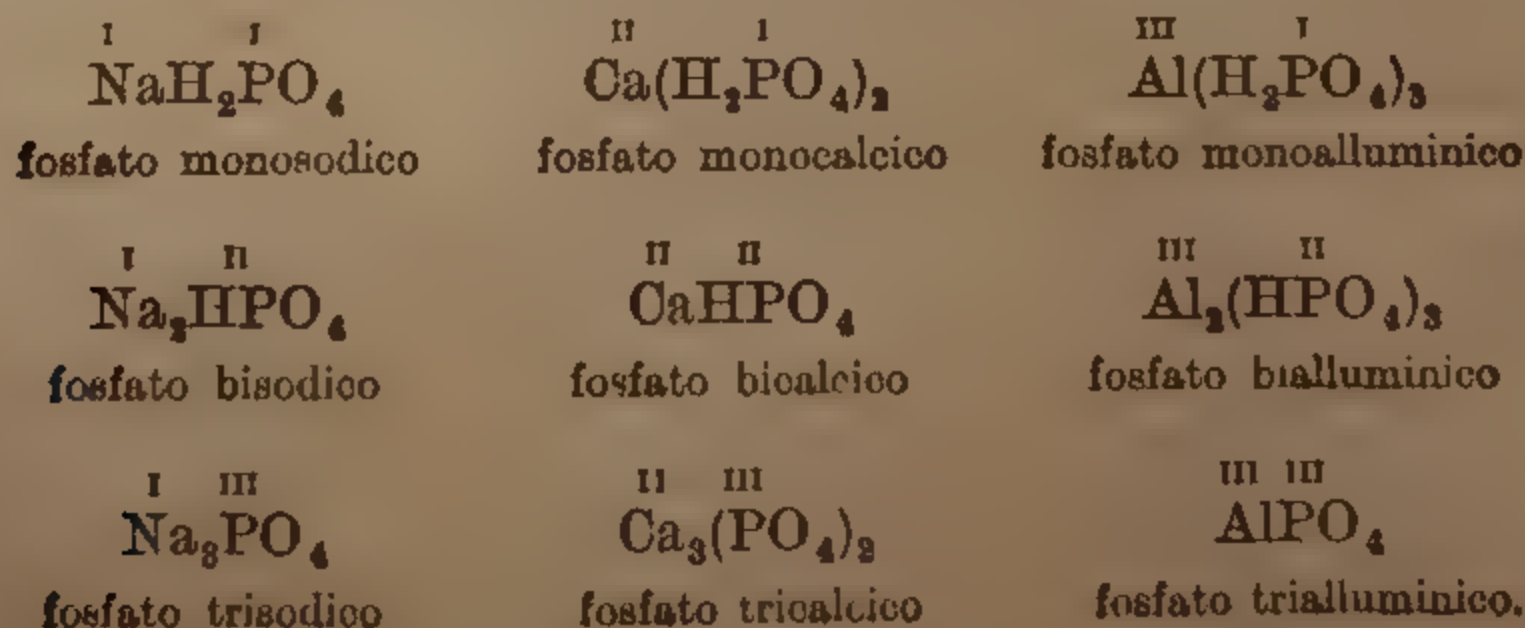
HCl	$\overset{I}{Na}\overset{I}{Cl}$	$\overset{I}{Ca}\overset{II}{Cl_2}$
acido cloridrico	clor*uro* di sodio	clor*uro* di calcio
H_2S	$\overset{I}{Na_2}\overset{I}{S}$	$\overset{II}{Ca}\overset{II}{S}$
acido solfidrico	solf*uro* di sodio	solf*uro* di calcio

3° ***Sali neutri.*** Se *tutto l'idrogeno è sostituito dal metallo.* Nel parlare comune la parola « neutro » si omette ed è sottintesa.

4° ***Sali acidi.*** Se *l'idrogeno dell'acido è sostituito solo in parte dal metallo.*

a) Gli acidi monobasici non possono dare sali acidi, perchè hanno un solo atomo d'idrogeno sostituibile, e l'atomo non è frazionabile. Per es. l'ac. nitrico HNO_3 non dà origine che a nitrati (neutri).

b) Gli acidi bibasici possono dare con un metallo, un sale neutro ed un sale acido: in tal caso il sale acido si può anche esprimere premettendo la particella *bi* al nome del sale. Per esempio:

H_2SO_4 acido solforico	Na_2SO_4	solfato neutro di sodio = solfato di sodio
	$NaHSO_4$	solfato acido di sodio = bisolfato di sodio
H_2CO_3 acido carbonico	Na_2CO_3	carbonato neutro di sodio = carbonato di sodio
	$NaHCO_3$	carbonato acido di sodio = bicarbonato di sodio.

c) Gli acidi tribasici possono dare con un metallo un sale neutro e due sali acidi; in tal caso si premette la particella *mono, bi, tri,* al nome indicante il metallo, secondo se sono stati sostituiti uno, due, tre atomi d'idrogeno (non secondo se vi è uno, due, tre atomi di metallo! perchè ciò dipende dalle valenze del metallo e del residuo). Per esempio, e a titolo di esercizio scriviamo le formole dei sali che l'acido fosforico H_3PO_4 potrebbe formare coi metalli Na^{I} Ca^{II} Al^{III}:

$\overset{I}{Na}\overset{I}{H_2PO_4}$	$\overset{II}{Ca}(\overset{I}{H_2PO_4})_2$	$\overset{III}{Al}(\overset{I}{H_2PO_4})_3$
fosfato monosodico	fosfato monocalcico	fosfato monoalluminico
$\overset{I}{Na_2}\overset{II}{HPO_4}$	$\overset{II}{Ca}\overset{II}{HPO_4}$	$\overset{III}{Al_2}(\overset{II}{HPO_4})_3$
fosfato bisodico	fosfato bicalcico	fosfato biallumínico
$\overset{I}{Na_3}\overset{III}{PO_4}$	$\overset{II}{Ca_3}(\overset{III}{PO_4})_2$	$\overset{III}{Al}\overset{III}{PO_4}$
fosfato trisodico	fosfato tricalcico	fosfato trialluminico.

5° ***Sali semplici.*** Se *tutto l'idrogeno è sostituito dalla stessa specie di metallo.* Gli esempi finora citati sono tutti sali semplici.

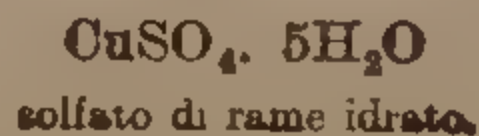
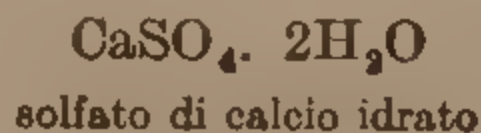
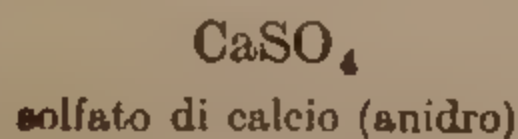
6° ***Sali doppi.*** Se *l'idrogeno dell'acido è sostituito da metalli di specie diversa.* Per esempio:

$\overset{I}{Na}\overset{I}{K}\overset{II}{SO_4}$ solfato sodico potassico

$\overset{III}{Al}\overset{I}{K}(\overset{II}{SO_4})_2$ solfato alluminico potassico.

7° ***Sali anidri.*** Se *non contengono acqua di cristallizzazione.* In genere la parola anidro nel parlare comune si omette. Tutti gli esempi finora citati sono di sali anidri.

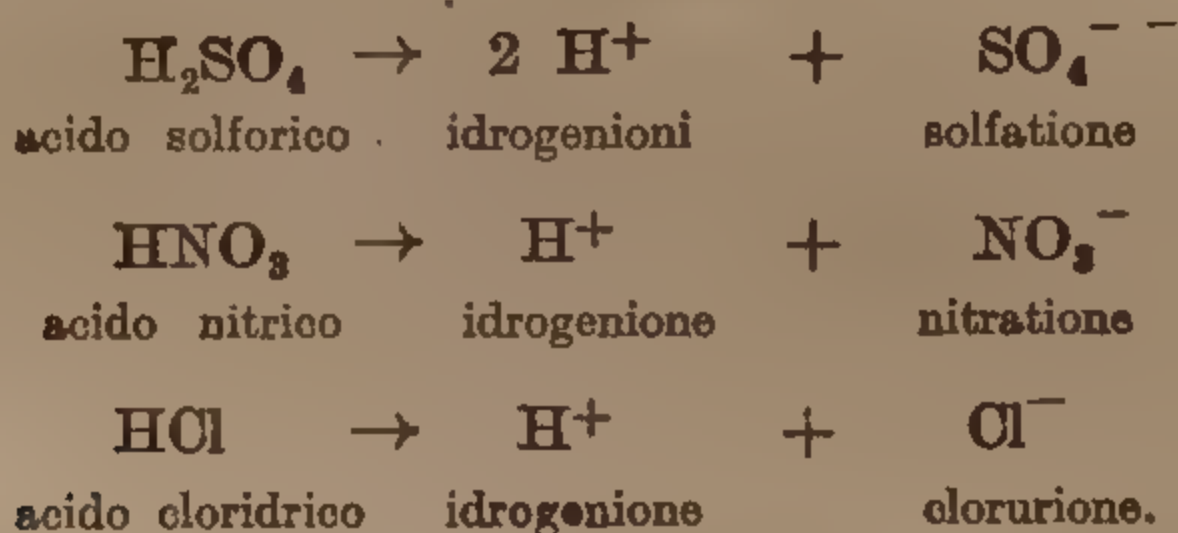
8° ***Sali idrati.*** Se *contengono acqua di cristallizzazione.* Dicesi acqua di cristallizzazione l'acqua che in proporzioni molecolari determinate fisse, si unisce a certi sali, quando cristallizzano da una soluzione. L'acqua di cristallizzazione si esprime nella formola unendola alla molecola mediante un punto. Per esempio:

$CaSO_4$ solfato di calcio (anidro)	$CaSO_4 . 2H_2O$ solfato di calcio idrato
$CuSO_4$ solfato di rame (anidro)	$CuSO_4 . 5H_2O$ solfato di rame idrato

CAPO XI

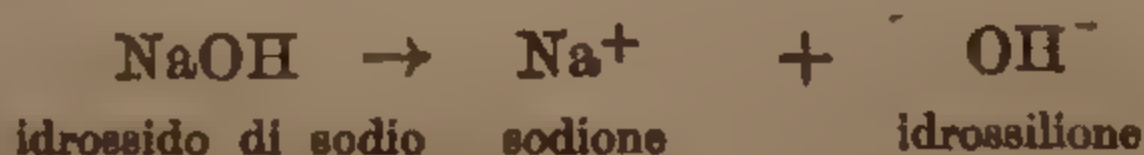
DISSOCIAZIONE ED ELETTROLISI

Dissociazione. — Dicesi dissociazione *la scomposizione spontanea* (senza passaggio di corrente elettrica!) *delle molecole di una sostanza disciolta, in particelle cariche di elettricità dette ioni.* Non tutte le sostanze in soluzione subiscono dissociazione elettrolitica, ma esclusivamente i *sali*, gli *acidi* e le *basi;* queste sostanze diconsi *elettroliti:* una parte delle loro molecole (non tutte!) si scinde dando origine a particelle cariche di elettricità positiva dette *cationi* ed a particelle cariche di elettricità negativa dette *anioni;* le cariche si segnano graficamente ponendo in alto a destra degli ioni (semplici o complessi) dei segni + e — (alcuni usano un · per le cariche positive e un ′ per le negative). La dissociazione ci permette di dare una definizione più rigorosa degli acidi, basi e sali:

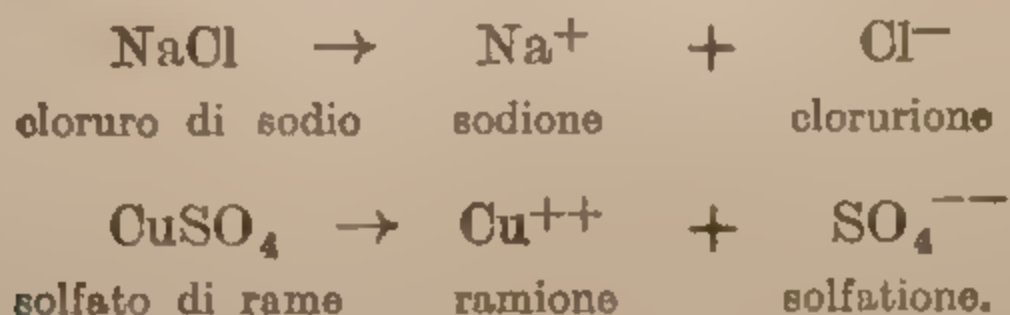
Acidi. — Tutti gli acidi si dissociano mettendo in libertà ioni positivi di idrogeno, detti idrogenioni, e ioni rappresentati dai residui acidi (già definiti a pag. 71) carichi di elettricità negativa, nel seguente modo:

H_2SO_4	$\rightarrow$	$2\ H^+$	$+$	SO_4^{--}
acido solforico		idrogenioni		solfatione
HNO_3	$\rightarrow$	H^+	$+$	NO_3^-
acido nitrico		idrogenione		nitratione
HCl	$\rightarrow$	H^+	$+$	Cl^-
acido cloridrico		idrogenione		clorurione.

Agli idrogenioni si debbono le proprietà acide (arrossamento delle cartine di tornasole). Quindi *diconsi acidi gli elettroliti che dissociandosi dànno idrogenioni positivi.*

Basi. — Tutte le basi si dissociano dando ioni metallici positivi e *idrossilioni* negativi (l'idrossilione è il radicale OH^- con una carica negativa): esempio:

$NaOH$	$\rightarrow$	Na^+	$+$	OH^-
idrossido di sodio		sodione		idrossilione

agli idrossilioni si debbono le proprietà basiche (rendere azzurre le cartine rosse di tornasole). Quindi *diconsi basi gli elettroliti che dissociandosi dànno idrossilioni negativi.*

Sali. — I sali dissociandosi dànno ioni metallici positivi e ioni rappresentati dai residui acidi (qui detti residui salini) carichi di elettricità negativa. Mancano quindi le proprietà acide dovute agli idrogenioni, e le proprietà basiche dovute agli idrossilioni. Esempi:

$NaCl$	$\rightarrow$	Na^+	$+$	Cl^-
cloruro di sodio		sodione		clorurione
$CuSO_4$	$\rightarrow$	Cu^{++}	$+$	SO_4^{--}
solfato di rame		ramione		solfatione.

Caratteri degli ioni. — *Gli ioni hanno lo stesso peso dei rispettivi atomi, ma hanno caratteri diversi* da quelli degli atomi: così per esempio, mentre il cloro è poco solubile in acqua, è giallo ed ha odore soffocante, i clorurioni sono solubili, incolori e inodori; il sodio reagisce energicamente coll'acqua, i sodioni no, ecc.

Gli ioni possono avere una o più cariche elettriche, che si esprimono con due o più segni positivi o negativi, come abbiamo già visto negli esempi già scritti: dicesi precisamente *valenza degli ioni il numero delle loro cariche elettriche:* la valenza degli ioni corrisponde alla valenza degli atomi e dei residui, studiata nelle precedenti pagine, ma ce ne spiega meglio il concetto, perchè gli ioni si uniscono quando presentano cariche di elettricità contraria, e queste cariche debbono essere quantitativamente eguali perchè le molecole debbono risultare elettricamente neutre.

Si ammette che *gli ioni siano in continuo movimento*, in tutti i sensi, e che continuamente si uniscano per formare molecole neutre, mentre contemporaneamente altrettante molecole neutre si dissociano, in modo che (per una determinata sostanza ad una data concentrazione) *il numero degli ioni e quello delle molecole dissociate è costante.* Perciò graficamente la dissociazione si suole indicare ponendo tra la molecola neutra e gli ioni due frecce in senso inverso:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

Dicesi *grado di dissociazione la percentuale di sostanza dissociata* sulla quantità totale sciolta in un litro d'acqua: esso *dipende dalla natura della sostanza:* ossia vi sono sostanze più dissociabili, e sostanze meno; diconsi *acidi, basi o sali forti* quelli che hanno un grado di

dissociazione elevato, *deboli* quelli con grado di dissociazione piccolo. Inoltre dipende ancora *dalla concentrazione della soluzione*, e precisamente la dissociazione aumenta aumentando la quantità dell'acqua (cioè nelle soluzioni diluite), diminuisce nelle soluzioni concentrate.

Conseguenze della dissociazione. — I. ***Spiegazione dell'intimo meccanismo delle reazioni chimiche.*** Le reazioni oggi si spiegano ammettendo precisamente che esse avvengano fra gli ioni. Infatti noi constatiamo:

1° Due sostanze perfettamente secche non reagiscono fra loro perchè non sono dissociate: così per esempio il cloruro di sodio ed il nitrato d'argento, anche ridotti in polvere finissima non reagiscono; se invece sono sciolti nell'acqua la reazione avviene: analogamente quei confetti granulosi che si vendono in farmacia col nome di magnesia effervescente, sono una miscela secca di acido citrico e carbonato di magnesio, la reazione fra le due sostanze avviene solo se messe nell'acqua: sempre per lo stesso motivo l'acido solforico ed altri acidi perfettamente anidri non intaccano i metalli.

2° Noi constatiamo che sali acidi e basi forti reagiscono molto più energicamente che non quelli deboli, perchè sono più dissociati.

3° Le reazioni avvengono molto meglio con soluzioni diluite che non con le concentrate.

4° Si uniscono fra loro solo anioni con cationi in numero tale che le cariche di segno contrario si corrispondono.

II. ***Conducibilità elettrica delle soluzioni.*** La conducibilità elettrica delle soluzioni è una conseguenza della dissociazione. Si ammette che *la corrente elettrica viene trasportata dagli ioni;* quindi l'acqua chimicamente pura, o soluzioni di sostanze non dissociabili (per es. lo zucchero) o soluzioni fatte in solventi non ionizzanti, non conducono la corrente elettrica; saranno invece conduttrici le soluzioni di sostanze dissociabili, e la conducibilità sarà maggiore per soluzioni di sostanze con grado di dissociazione più elevato (acidi, basi, sali forti) e per soluzioni diluite anzichè per soluzioni concentrate.

III. ***Elettrolisi.*** Per elettrolisi noi intendiamo *la scomposizione di una sostanza nei suoi costituenti mediante il passaggio della corrente elettrica:* essa si verifica solo per le sostanze che possono subire la dissociazione ed è la più bella conferma della teoria ionica; essa inoltre ha grande importanza nella Chimica come metodo per la preparazione di svariate sostanze.

Pel passaggio della corrente attraverso alla soluzione, gli ioni positivi o cationi si portano al polo negativo detto catodo al quale sottraggono eguale carica negativa diventando così atomi scarichi e liberi che tosto si riuniscono per formare molecole; analogamente gli ioni negativi o anioni si portano al polo positivo detto anodo e portando via cariche negative diventano atomi o radicali. Le molecole formatesi si mettono in libertà sotto forma di bollicine se sono gas o si depositano sul catodo se sono metalli: talora però si verificano delle reazioni secondarie, cioè i radicali o le sostanze formatesi reagiscono coll'acqua solvente, in modo che il risultato è diverso da quello che si dovrebbe ottenere: ciò si verifica per esempio nell'elettrolisi dell'acido solforico, in modo che in definitiva si decompone l'acqua (*perciò impropriamente dicesi elettrolisi dell'acqua*) come appare dalle seguenti fasi e relative scritturazioni:

1° *Dissociazione:*

$$\underset{\text{acido solforico}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{idrogenioni}}{2H^+} + \underset{\text{solfatione}}{SO_4^{--}}$$

2° *Elettrolisi:*

al catodo:

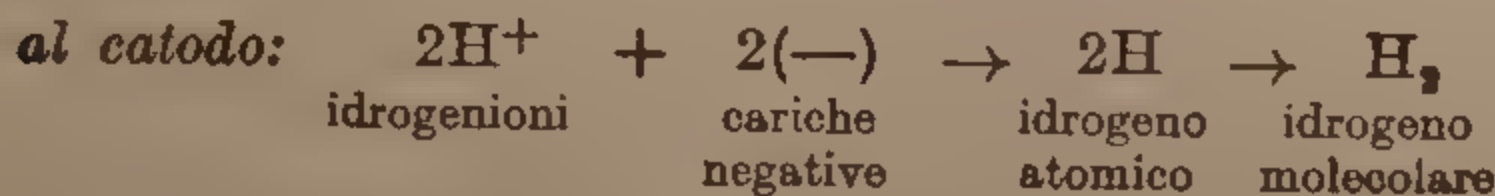
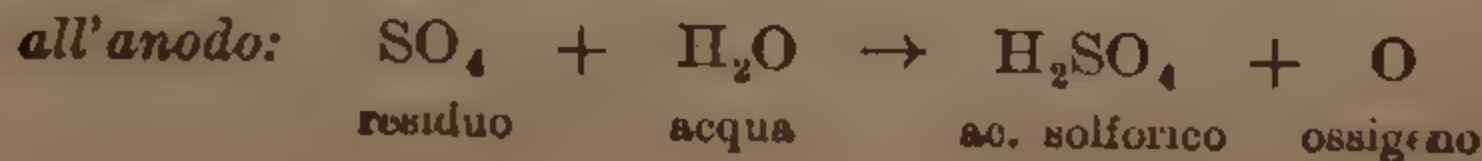
$$\underset{\text{idrogenioni}}{2H^+} + \underset{\text{cariche negative}}{2(-)} \rightarrow \underset{\text{idrogeno atomico}}{2H} \rightarrow \underset{\text{idrogeno molecolare}}{H_2} \uparrow$$

all'anodo:

$$\underset{\text{solfatione}}{SO_4^{--}} + \underset{\text{cariche positive}}{2(+)} \rightarrow \underset{\text{residuo}}{SO_4}$$

3° *Reazione secondaria:*

all'anodo:

$$\underset{\text{residuo}}{SO_4} + \underset{\text{acqua}}{H_2O} \rightarrow \underset{\text{ac. solforico}}{H_2SO_4} + \underset{\text{ossigeno}}{O} \uparrow$$

PARTE SECONDA

CHIMICA INORGANICA

CAPO I

METALLOIDI E LORO COMPOSTI

OSSIGENO

simb. O; form. O_2; peso at. 16; val. 2.

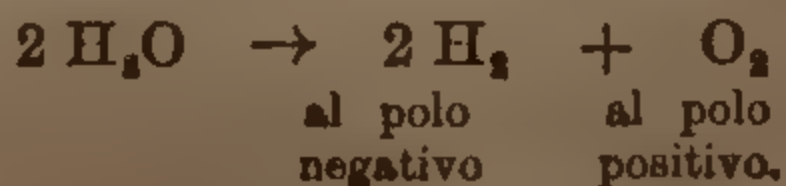
Stato naturale. — L'ossigeno è uno degli elementi più diffusi costituendo il 50 per cento della crosta terrestre. Trovasi sia allo stato libero nell'aria di cui costituisce circa un quinto in volume e un quarto in peso, sia combinato nell'acqua e nella maggior parte dei composti organici ed inorganici.

Preparazione. — I. In laboratorio si possono preparare piccole quantità di ossigeno scaldando dei sali ossigenati (perossido di sodio, permanganato potassico, biossido di bario, clorato potassico, ecc.) che facilmente per calore perdono ossigeno. Il più usato è il clorato potassico: vi si aggiunge del biossido di manganese (MnO_2) che serve a regolare la reazione, a farla avvenire a temperatura più bassa e meno violentemente, cioè esplica *azione catalittica* (vedi pag. 62).

La miscela si scalda in una storta, ed il gas si raccoglie in un *bagno idropneumatico*, cioè sotto una campana piena d'acqua e capovolta sull'acqua come indica la fig. 77. La reazione avviene nel seguente modo:

$$\underset{\text{clorato potassico}}{2KClO_3} \rightarrow \underset{\text{cloruro potassico}}{2KCl} + 3O_2$$

II. Ossigeno si può ottenere sia scientificamente, sia industrialmente per elettrolisi dell'acqua acidulata, come spiegato a pagina 2:

$$2\,H_2O \rightarrow \underset{\text{al polo negativo}}{2\,H_2} + \underset{\text{al polo positivo.}}{O_2}$$

III. L'ossigeno del commercio si prepara oggi specialmente dall'aria resa liquida mediante pressioni e rarefazioni e conseguente raffreddamento: siccome l'ossigeno liquido bolle a —182,5°, mentre l'azoto bolle a —194°, si possono facilmente separare e raccogliere questi due gas per distillazione frazionata. Questo è il metodo seguito in Italia, dove l'industria dell'ossigeno è fiorente con una produzione annua di circa 9 milioni di metri cubi.

Proprietà fisiche. — L'ossigeno è un gas incoloro, inodoro, insapore; un po' più pesante dell'aria (dens. 1,105); poco solubile in acqua (4 % in volume a 0°); a —182° a pressione ordinaria diventa un liquido limpido azzurro, e può solidificare.

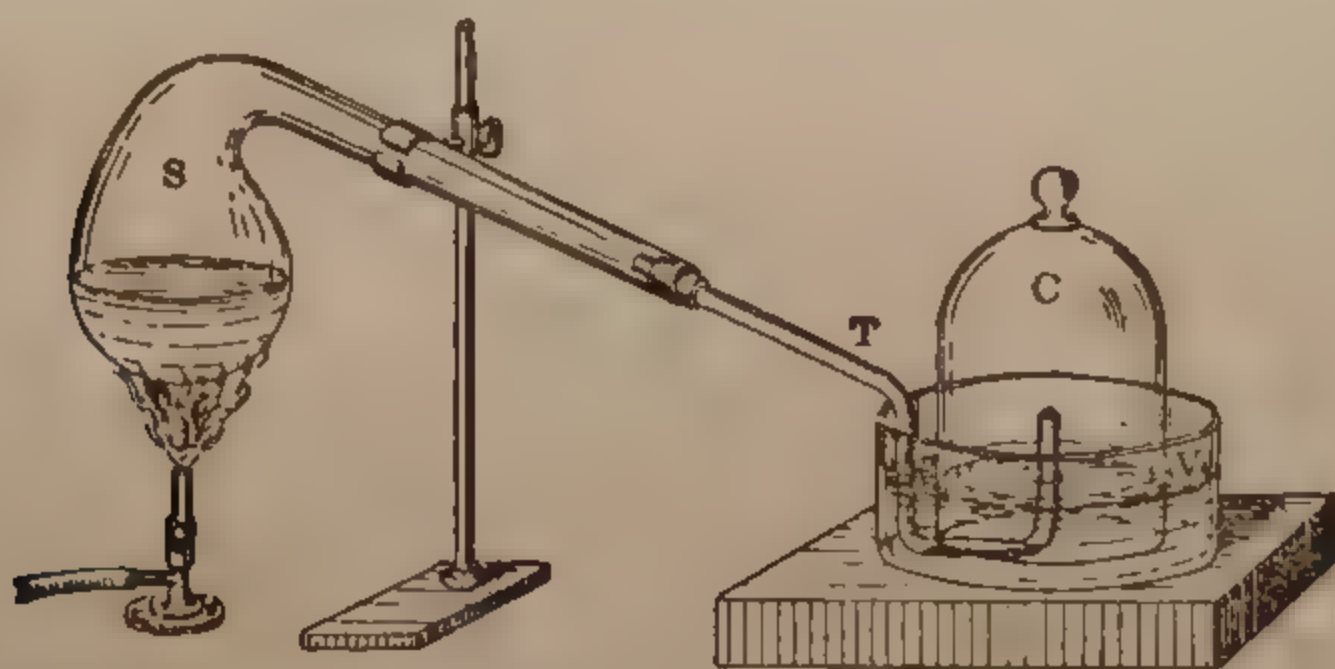



Fig. 77. - Apparecchio per preparare l'ossigeno
(*S* storta; *T* tubo di efflusso; *C* campana).

Proprietà chimiche. — L'ossigeno è un elemento molto attivo poichè si combina facilmente con molti altri corpi; la sua unione dicesi *ossidazione*, talora è accompagnata da sviluppo di luce e di calore, ed in tal caso dicesi *combustione*.

L'ossigeno quando è allo stato nascente agisce come *disinfettante* bruciando i microrganismi; può agire da *decolorante*, trasformando le sostanze colorate in ossidi bianchi, e da *deodorante*. Importantissima è la sua funzione vitale: esso mantiene la respirazione sia degli animali che dei vegetali, provoca molte fermentazioni, putrefazioni, ecc.

Usi. — L'ossigeno viene messo in commercio entro cilindri d'acciaio compresso a 100-150 atmosfere. Serve in medicina per farlo respirare agli ammalati; nei sottomarini si usa per vivificare l'aria; nell'industria si impiega per ottenere fiamme caldissime (cannello ossidrico e ossi-acetilenico).

Combustione. — Dicesi combustione l'unione accompagnata da sviluppo di luce e di calore di una sostanza con un gas. La combustione è quindi una combinazione. La sostanza che brucia (che può essere solida, liquida o aeriforme) dicesi *combustibile*, il gas che ne produce la combustione dicesi *comburente*. Uno dei migliori comburenti è l'ossigeno; quindi le sostanze che risultano dalla combustione saranno composti ossigenati; così bruciando un metallo (per es. magnesio) otterremo un ossido, quando invece brucia un metalloide otterremo una anidride; bruciando per esempio uno zolfanello di legno che porta la capocchia di fosforo seguita da uno straterello di zolfo, otterremo prima anidride fosforica, quindi anidride solforosa (il gas che soffoca in gola) ed infine anidride carbonica dovuta al carbonio contenuto nel legno. Molte sostanze che nell'aria stentano a bruciare, nell'ossigeno puro bruciano rapidamente e con luce viva; così se entro un recipiente pieno di ossigeno, introduciamo una sottile spirale di acciaio arroventata ad una estremità, vedremo che la spirale brucia con luce vivissima proiettando pezzettini di ossido di ferro incandescenti (fig. 78).

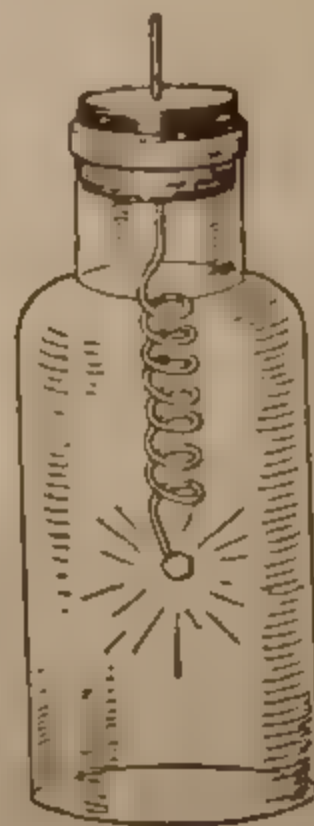



Fig. 78. - Combustione di una spirale di acciaio nell'ossig. puro.

In mancanza di ossigeno nessuna sostanza può bruciare: quindi se mettiamo una candela sotto una campana di vetro, dopo che avrà consumato tutto l'ossigeno, si spegnerà spontaneamente.

L'ossigeno è il comburente naturale più comune, ma non è l'unico. Ricordiamo per esempio che alcune sostanze (per es. il fosforo) bruciano nel gas cloro; in tal caso i prodotti della combustione sono dei cloruri.

Fiamma. — La fiamma è la combustione di sostanze aeriformi (gas o vapori). Se noi prendiamo come tipo la fiamma della candela (fig. 79) in essa si possono distinguere tre zone:

1° Vicino al lucignolo vi è una *zona oscura e poco calda* (*s*), nella quale si trova allo stato di vapore la sostanza della candela che pel calore continua a volatilizzare.

2° Quindi vi è una zona grande, calda, luminosa (*r*), la cui luminosità è dovuta alle particelle di carbonio sospese e incandescenti ma che non possono bruciare completamente per deficienza di ossigeno; questa zona viene detta *zona riducente*, perchè se in essa mettiamo una sostanza che contiene ossigeno, il carbonio incandescente

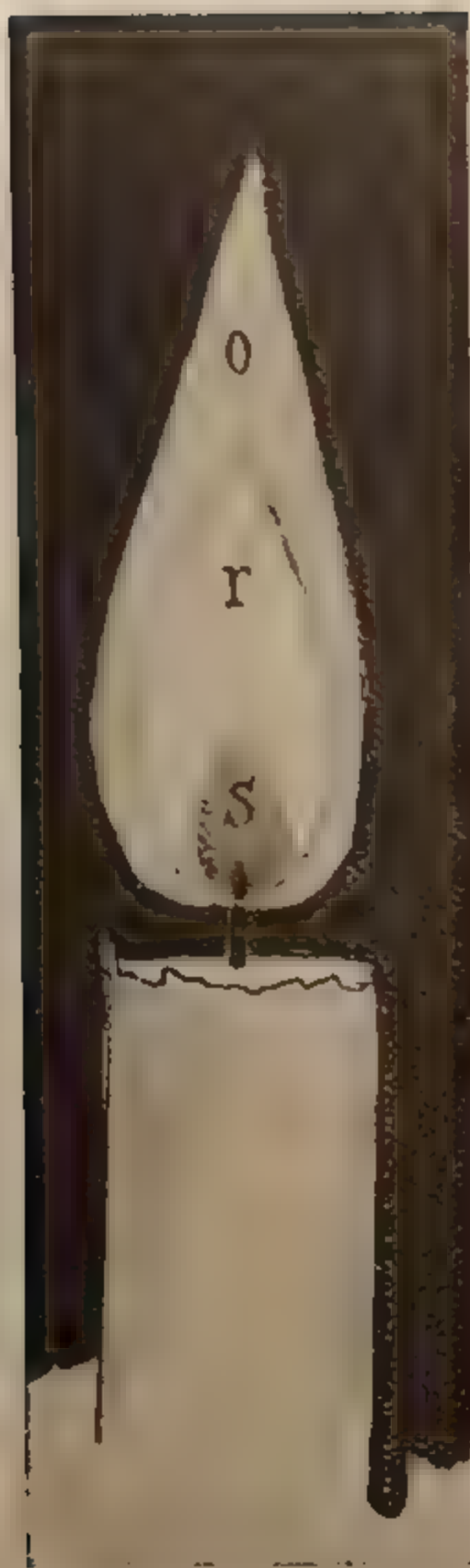



Fig. 79.
Zone della fiamma.
s zona oscura inerte;
r zona luminosa riducente;
o zona ossidante.

per poter bruciare porterà via l'ossigeno al corpo, il quale verrà in tal modo ridotto; per esempio:

$$C + CuO \rightarrow CO + Cu.$$

3° La zona esterna della fiamma (*o*) non è luminosa ed è la parte più calda; in essa le particelle di carbonio incandescenti venendo in contatto coll'ossigeno atmosferico bruciano completamente dando origine ad anidride carbonica. Questa zona dicesi *zona ossidante* poichè se in essa mettiamo un corpo (che abbia facoltà di ossidarsi) per la temperatura molto elevata e per l'abbondanza di aria il corpo si unisce all'ossigeno cioè si ossida: per es.:

$$Cu + O \rightarrow CuO.$$

In pratica, sia in Chimica che in Mineralogia, non si usa la fiamma della candela che è troppo debole e non regolabile, ma quella della *lampada Bunsen* (fig. 80). La lampada Bunsen è una lampada a gas che ha nella Arte inferiore due fori che coincidono con due fori di un manicotto esterno girevole: quando i fori coincidono, il gas passando fa entrare (per aspirazione) dell'aria dai due fori, in modo che ottenendosi una miscela di gas ed aria il gas brucia subito completamente e la fiamma resta tutta caldissima e non luminosa. Se invece si gira il manicotto, si chiudono i fori interni, e non potendo più entrare aria, la fiamma diventa meno calda luminosa e fuliginosa.

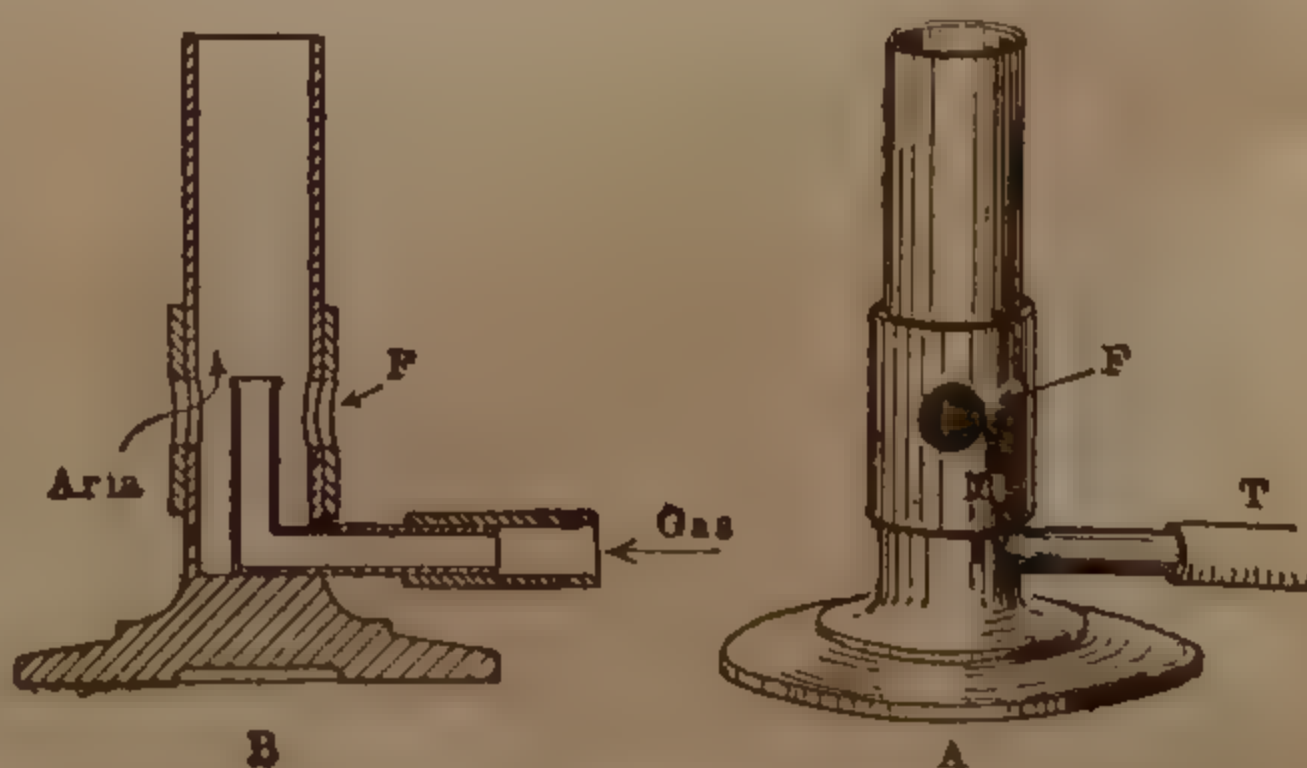



Fig. 80. - Lampada Bunsen.

OZONO O_3

L'ozono (1) si forma quando passano delle scintille o scariche elettriche attraverso all'ossigeno:

$$3\,O_2 \rightarrow 2\,O_3$$

quindi si forma spontaneamente nell'aria durante i temporali, nonchè attorno alle macchine elettrostatiche quando funzionano. Si trova pure in piccola quantità nell'atmosfera, perchè i raggi ultravioletti possono trasformare l'ossigeno in ozono; quindi è più abbondante in montagne alte e sul mare.

Si prepara facendo passare l'ossigeno attraverso a due armature

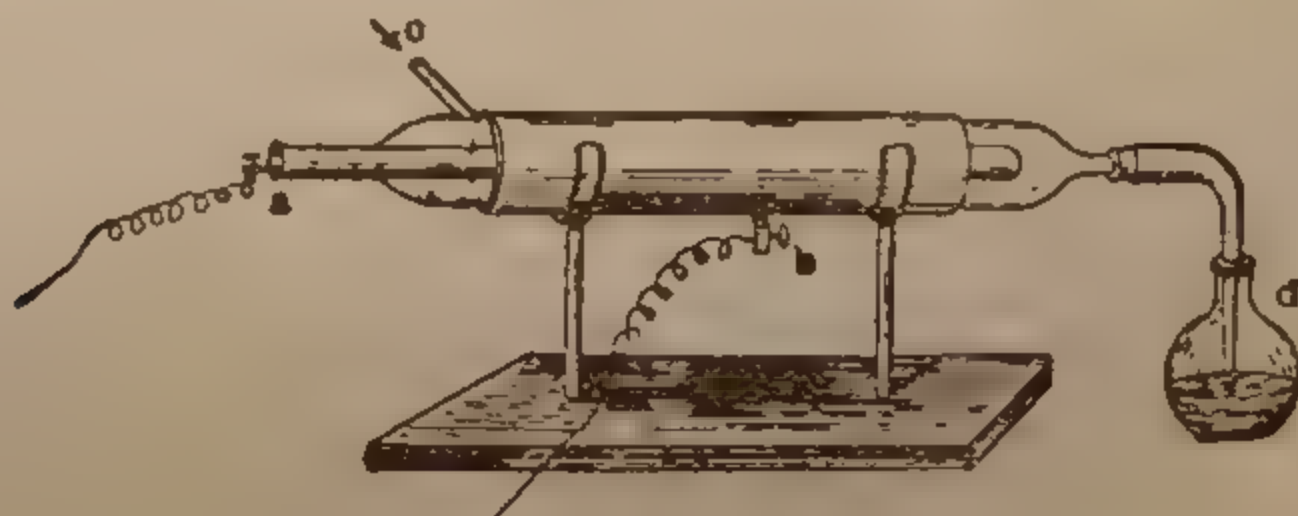



Fig. 81. - Apparecchio per preparare l'ozono (*a* armatura interna; *b* armatura esterna; *c* tubo d'immissione dell'ossigeno; *d* recipiente collettore).

metalliche unite agli elettrodi di un rocchetto di induzione come indica la fig. 81 schematica.

L'ozono è uno stato allotropico (vedi pag. 61) dell'ossigeno, dal quale si differenzia nelle sue proprietà fisiche e chimiche per avere la molecola formata da 3 atomi anzichè da due.

È un gas leggermente azzurro, con odore simile a quello del fosforo un po' più pesante dell'ossigeno; agisce come l'ossigeno, ma in modo molto più energico, poichè facilmente si decompone dando prima ossigeno atomico o nascente.

$$2\,O_3 \rightarrow 2\,O_2 + 2\,O \rightarrow 3\,O_2$$

per tal motivo ossida molte sostanze sulle quali l'ossigeno molecolare non agisce: brucia le sostanze organiche; decolora, disinfetta, ecc.

(1) Dal greco *ozein* = odorare, pel suo odore tipico.

L'ozono industrialmente serve per imbianchire olii, cera, farine avorio, tessuti, ecc.; date le sue proprietà antisettiche, serve anche per sterilizzare acque potabili e l'aria stessa, a tale scopo si usano per ambienti chiusi, speciali ozonizzatori; in medicina viene usato per cure varie.

IDROGENO

simb. H, form. H_2, peso at. 1,008, val. 1.

Stato naturale. — L'idrogeno allo stato libero nella nostra atmosfera non esiste che in tracce, mentre deve essere abbondante negli strati elevatissimi dell'atmosfera e nella fotosfera solare: si

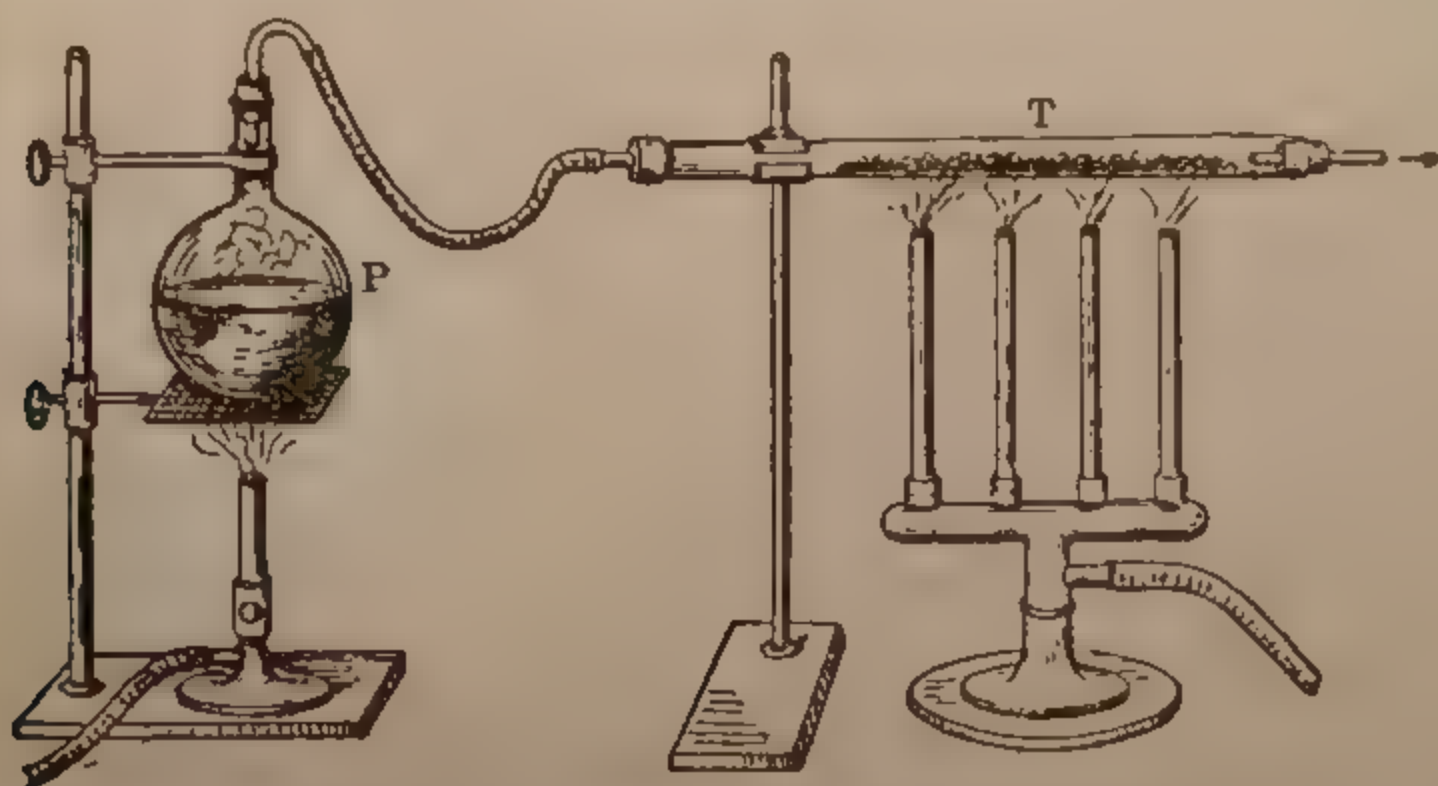



Fig. 82. - Preparazione dell'idrogeno per azione del vapore d'acqua su rame rovente (*P* pallone per generare il vapore d'acqua; *T* tubo contenente trucioli di rame).

sprigiona in quantità notevoli nelle emanazioni vulcaniche e petrolifere: molto diffuso è invece nei composti; tutte le sostanze organiche ne contengono, nonchè l'acqua e molti composti inorganici.

Preparazione. — 1° Per elettrolisi dell'acqua nel modo già accennato per l'ossigeno.

2° Facendo passare del vapore acqueo entro un tubo contenente rame o ferro o altro metallo rovente (fig. 82): il metallo si appropria l'ossigeno ossidandosi, e si mette in libertà l'idrogeno.

3° Facendo reagire alcuni metalli come il sodio, il potassio, coll'acqua: mettendo in una bacinella contenente acqua un pezzetto di sodio, questo galleggia e tosto reagisce energicamente con sviluppo di calore tale da far accendere l'idrogeno che si sviluppa; se vogliamo raccogliere l'idrogeno dovremo far stare il sodio mediante un cuc-

chiaio fatto a reticella sotto l'acqua di un tubo capovolto (fig. 83): nel tubo si raccoglie a bolle l'idrogeno, e nell'acqua potremo constatare che si è formato dell'idrossido di sodio (NaOH), poichè ora fa diventare azzurra la cartina di tornasole:

$$2\,H_2O \;+\; 2\,Na \;\rightarrow\; 2\,NaOH \;+\; H_2.$$

FIG. 83.
Preparazione dell'idrogeno col sodio nell'acqua.

4° Comunemente in laboratorio si ottiene l'idrogeno per azione di acidi su metalli, in genere acido solforico diluito sullo zinco. La preparazione si fa in apparecchio di sicurezza detto *apparecchio di Kipp* (fig. 84): questo consta di tre bocce delle quali la 1ª comunica mediante un tubo ad imbuto colla 3ª, e questa con la 2ª mediante uno spazio libero lasciato dall'imbuto: i pezzetti di zinco si mettono nella 2ª boccia quindi si versa l'acido nella 1ª; l'acido scende e riempie la 3ª e da questa a poco a poco sale dal disotto nella 2ª ed intacca lo zinco dando sviluppo ad idrogeno che esce dal tubo di efflusso laterale: se lo sviluppo dell'idrogeno è troppo grande ed il gas non può uscire dal tubo, anzichè verificarsi uno scoppio la pressione del gas spinge via l'acido che si abbassa e torna nella boccia inferiore e da questa nella 1ª, in tal modo lo zinco non è più intaccato e non si produce più idrogeno, finchè ristabilita la pressione l'acido può nuovamente risalire. Il gas si raccoglie come si è fatto per l'ossigeno, con un bagno idropneumatico.

FIG. 84.
Apparecchio di Kipp.

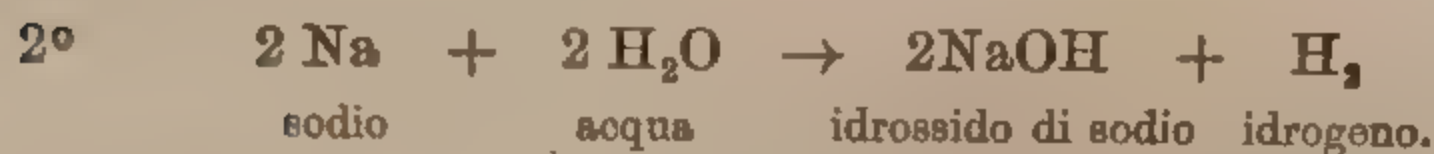
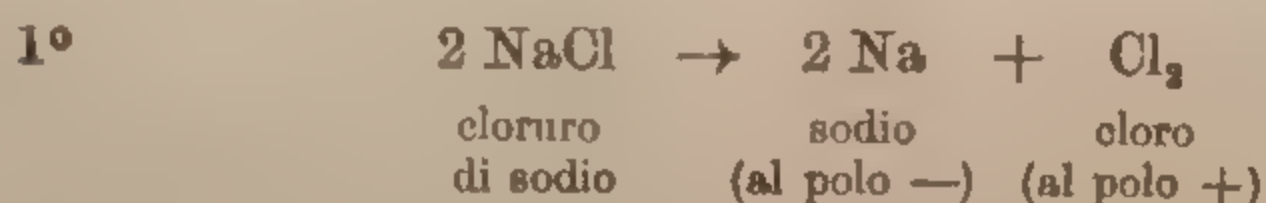
La reazione avviene secondo la seguente equazione chimica:

$$\underset{\text{zinco}}{Zn} \;+\; \underset{\text{ac. solforico}}{H_2SO_4} \;\rightarrow\; \underset{\text{solfato di zinco}}{ZnSO_4} \;+\; \underset{\text{idrogeno.}}{H_2}$$

5° Industrialmente l'idrogeno si ottiene come prodotto secondario nella fabbricazione della soda caustica (idrossido di sodio NaOH) mediante la elettrolisi del cloruro di sodio. Per l'elettrolisi si forma del gas cloro che si raccoglie, e al polo negativo del sodio che

tosto reagisce coll'acqua sviluppando idrogeno e lasciando in soluzione l'idrossido di sodio (fig. 85):

1° $2\,NaCl \rightarrow 2\,Na + Cl_2$
cloruro di sodio — sodio (al polo —) — cloro (al polo +)

2° $2\,Na + 2\,H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
sodio — acqua — idrossido di sodio — idrogeno.

Proprietà fisiche. — È un gas incoloro, inodoro, insaporo; a —240° diventa liquido azzurrognolo; è il gas più leggero che si conosca, la sua densità rispetto all'aria è 0,0692 quindi è 14,4 volte

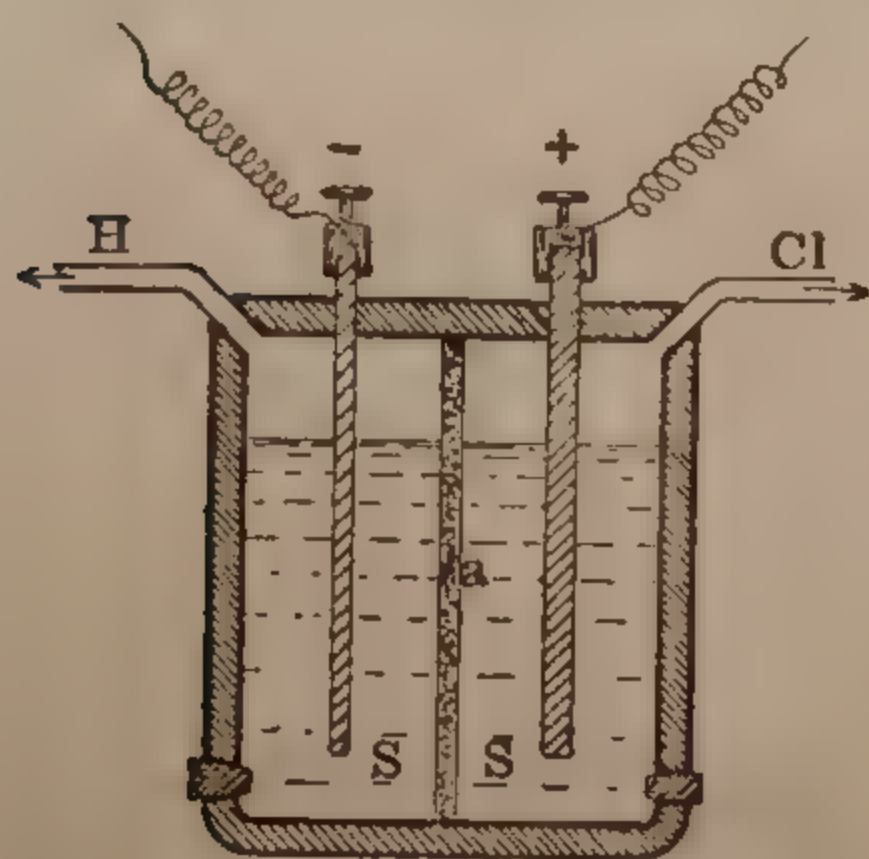



Fig. 85. - Elettrolisi del cloruro di sodio. (*S* soluzione del sale; *a* setto poroso perchè l'idrogeno ed il cloro non si mescolino).

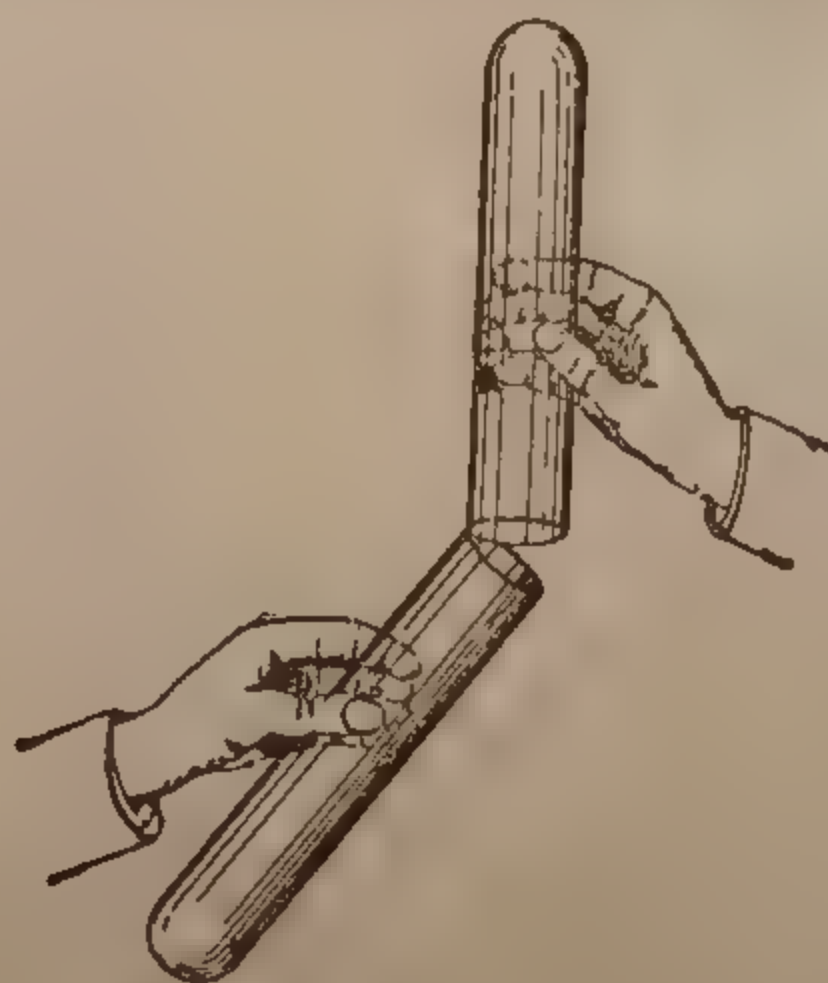
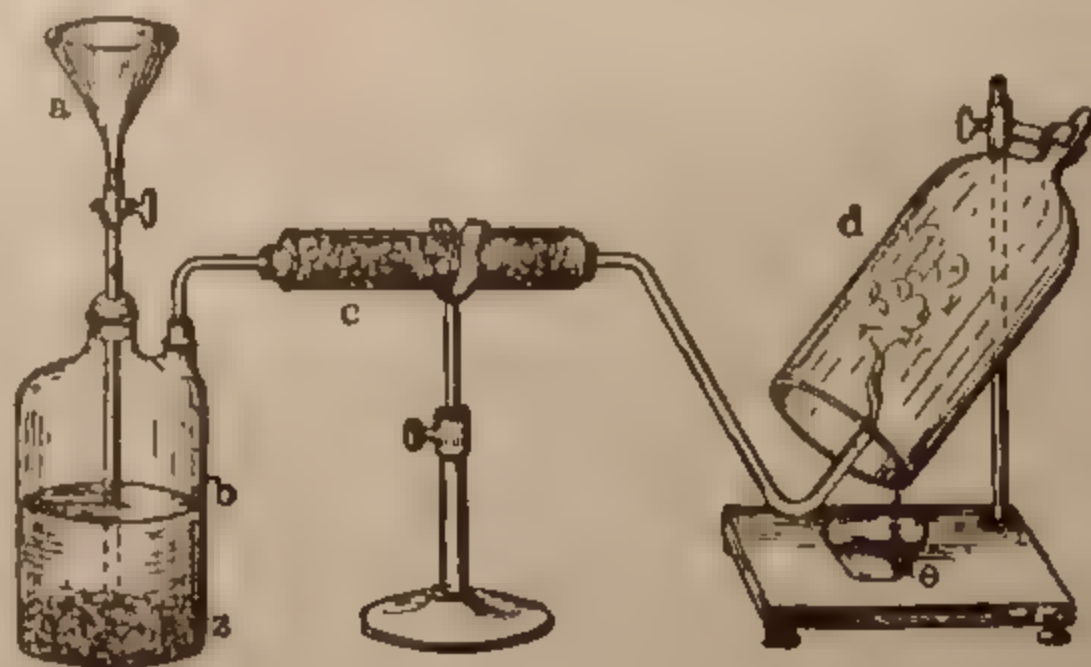



Fig. 86. - Travaso dell'idrogeno.

più leggero dell'aria; data la sua leggerezza si può facilmente travasare da un recipiente ad un altro tenuto capovolto (fig. 86). Molti metalli hanno la facoltà di assorbire notevoli quantità di idrogeno con sviluppo di calore, il platino finamente suddiviso ne assorbe 50 volumi diventando incandescente, il palladio ne assorbe 900 volumi; su questo principio si basano gli accenditori automatici pel gas illuminante. Pure caratteristica dell'idrogeno è la proprietà di mescolarsi e diffondersi molto rapidamente, data la sua leggerezza, con altri gas più pesanti: così se sovrapponiamo due vasi uno contenente idrogeno, ed uno pieno di anidride carbonica CO_2 che è molto pesante, anche separati da una lastra di porcellana porosa (porcellana non verniciata), dopo un po' di tempo in entrambi i vasi troveremo una miscela di idrogeno ed anidride carbonica.

Proprietà chimiche. — L'idrogeno brucia nell'aria con fiamma quasi incolora caldissima (circa 2000°) dando vapor acqueo ($2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$): se infatti facciamo bruciare dell'idrogeno sotto una campana di vetro fredda, vedremo che questa si appanna e poi si formano delle gocce d'acqua che si possono raccogliere (fig. 87).

Fig. 87.
Apparecchio per dimostrare la formazione di acqua per la combustione dell'idrogeno.
(*a* imbuto a rubinetto per versare l'acido solforico; *b* bottiglia di Woulf a due tappi; *z* zinco; *c* tubo per essiccare il gas; *d* campana fredda per condensare il vapore; *e* capsula per raccogliere l'acqua).

Mescolato coll'aria forma un miscuglio esplosivo che esplode se gli si avvicina una fiamma o anche per una semplice scintilla avvenendo una reazione istantanea con produzione di una gran quantità di vapore che tende ad espandersi. Mescolato con ossigeno nei dovuti rapporti in volume, il miscuglio è ancora più esplosivo. Si può far bruciare l'idrogeno con l'ossigeno evitando lo scoppio, mediante il *cannello ossidrico* (fig. 88); si ottiene così una temperatura di circa 2800° sufficiente per fondere l'oro ed il platino. Proiettando la fiamma

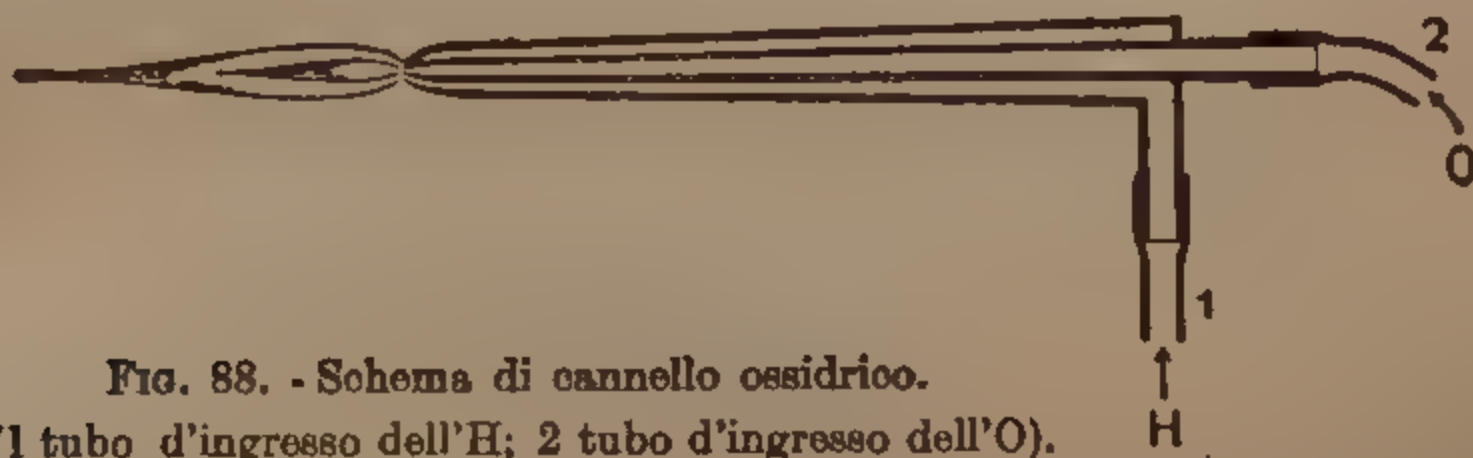



Fig. 88. - Schema di cannello ossidrico.
(1 tubo d'ingresso dell'H; 2 tubo d'ingresso dell'O).

ossidrica sopra un pezzetto di calce viva od altra sostanza refrattaria la sostanza diventa incandescente ed emette una luce vivissima detta *luce di Drummond*, o *luce siderale*.

L'idrogeno, data la sua grande affinità con l'ossigeno, tende a portar via questo elemento ai corpi che lo contengono: in modo analogo si comportano altri elementi (carbonio, fosforo, ecc.) che diconsi *riducenti;* il fenomeno chimico dicesi *riduzione*, e la sostanza si dice che è stata *ridotta*.

Usi. — Serve per riempire aerostati, pei quali però è di grave inconveniente la sua grande infiammabilità: serve per ottenere temperature elevate col cannello ossidrico. Nell'industria chimica si usa per fabbricare i colori di anilina ed altri prodotti: un forte consumo si ha nella fabbricazione dell'ammoniaca sintetica. La produzione italiana è sufficiente al nostro fabbisogno e si aggira sopra un milione di metri cubi annui. Si mette in commercio come l'ossigeno in bombole, compresso a circa 150 atmosfere.

L'ACQUA

(*protossido d'idrogeno*) H_2O.

L'acqua, sin verso il principio del secolo XVIII, era ritenuta un corpo semplice. Si deve specialmente a Lavoisier, il grande scienziato che pose le vere basi della Chimica verso la fine del 1700 l'aver stabilita la composizione dell'acqua, sia riuscendo a scomporla con ferro rovente, sia ottenendola da idrogeno (allora detto *aria infiammabile*) e da ossigeno (*aria vitale*). Abbiamo già accennato a queste esperienze che oggi si possono fare mediante l'elettrolisi con un voltametro (pag. 2) o mediante la sintesi con un eudiometro (pag. 48).

Stato naturale.—L'acqua è un composto diffusissimo in natura, sia allo stato di vapore che liquida e solida: essa forma le meteore acquee, cioè la nebbia, le nubi, la brina, la rugiada, la pioggia, la neve, la grandine; riempie i mari, i laghi e tutti i corsi d'acqua; forma allo stato solido i ghiacciai delle alte montagne e delle regioni polari; imbeve il terreno sino a grande profondità. Gli organismi animali e vegetali ne contengono in gran copia, e in minori proporzioni è contenuta anche in molte sostanze inorganiche.

L'acqua che trovasi in natura non è però mai chimicamente pura, ma pel forte potere solvente che essa possiede, passando in contatto con svariate sostanze sia organiche che inorganiche, e con gas, le scioglie e le asporta. Si hanno così le:

1° ***Acque dolci.*** Diconsi acque dolci, le comuni acque dei fiumi, dei laghi, delle sorgenti, di pioggia, che contengono quantità molto piccole di sali e impurezze varie.

2° ***Acqua potabile.*** Per acqua potabile si intende un'acqua dolce che sia *bevibile* normalmente dalle popolazioni dei paesi e delle città; essa deve soddisfare alle seguenti condizioni:

a) Deve essere limpida, inodora, gradevole al gusto.

b) La sua temperatura deve oscillare in media tra 8° e 15°.

c) Deve essere aerata, cioè contenere disciolta dell'aria (25 a 50 cm^3 per litro).

d) Deve contenere una certa quantità di sali, ma non oltre gr. 0,5 per litro.

e) Non deve contenere sostanze organiche, nè microrganismi patogeni, nè tracce di ammoniaca o nitriti poichè ciò ci indicherebbe che l'acqua ha attraversato sostanze in decomposizione.

Le acque migliori sono quelle sorgive in luoghi non abitati nè coltivati: l'acqua di pioggia non è la migliore mancando di sali e trascinando il pulviscolo atmosferico; essa è però ricca di aria; l'acqua di scioglimento dei ghiacciai e nevai è troppo fredda, quasi priva di sali e di aria; l'acqua dei fiumi e dei laghi può essere usata solo se sterilizzata e raccolta in punti lontani dai centri abitati.

3° *Acque dure* (o crude). Diconsi quelle acque che contengono dei sali di calcio (bicarbonato e solfato idrato) in quantità superiore a 0,5 gr. per litro. Si riconoscono poichè lasciano nei recipienti e nelle condutture delle incrostazioni, cuociono male i legumi che restano duri, fanno poca schiuma col sapone. In mancanza d'altro possono essere bevute, ma non si prestano per certi usi come per le caldaie, i radiatori, la tintura dei tessuti, e nella fabbricazione di molti prodotti chimici.

4° ***Acque minerali.*** Diconsi minerali quelle acque che contengono una percentuale di sali superiore alla normale, o contengono gas o sali che mancano nelle acque comuni.

Le acque minerali prendono il nome secondo la sostanza che contengono, e molte possono essere utilizzate come medicinali: così abbiamo acque *clorurate* se contengono dei cloruri (di sodio, magnesio, potassio), come quelle di Montecatini; acque *solfuree* se contengono idrogeno solforato, o solfuri, hanno odore di uova putride: se ne trovano ad Acqui, Vinadio, e in vicinanza di regioni vulcaniche; acque *ferruginose* se contengono sali di ferro; acque *iodo-bromurate* se contengono ioduri e bromuri, come quelle di Salsomaggiore, ecc. Quando l'acqua ha temperatura elevata dicesi *termale.*

5° ***Acqua distillata.*** Se si vuole avere dell'acqua chimicamente pura, bisogna eliminare le sostanze che può contenere sospese o disciolte; ciò si ottiene mediante la distillazione, quindi l'acqua così ottenuta dicesi acqua distillata. Siccome l'acqua bollente scioglie anche il vetro per quanto in dosi minime, si preferisce fare l'opera-

zione in recipienti di stagno: si fa bollire l'acqua in una caldaia detta *storta* (fig. 89) ed i vapori si condensano mediante un *refrigerante* cioè un lungo tubo arrotolato a spirale, immerso in un recipiente nel quale passa acqua fresca. I gas disciolti si eliminano prima ancora che l'acqua bolla, i sali restano nella storta.

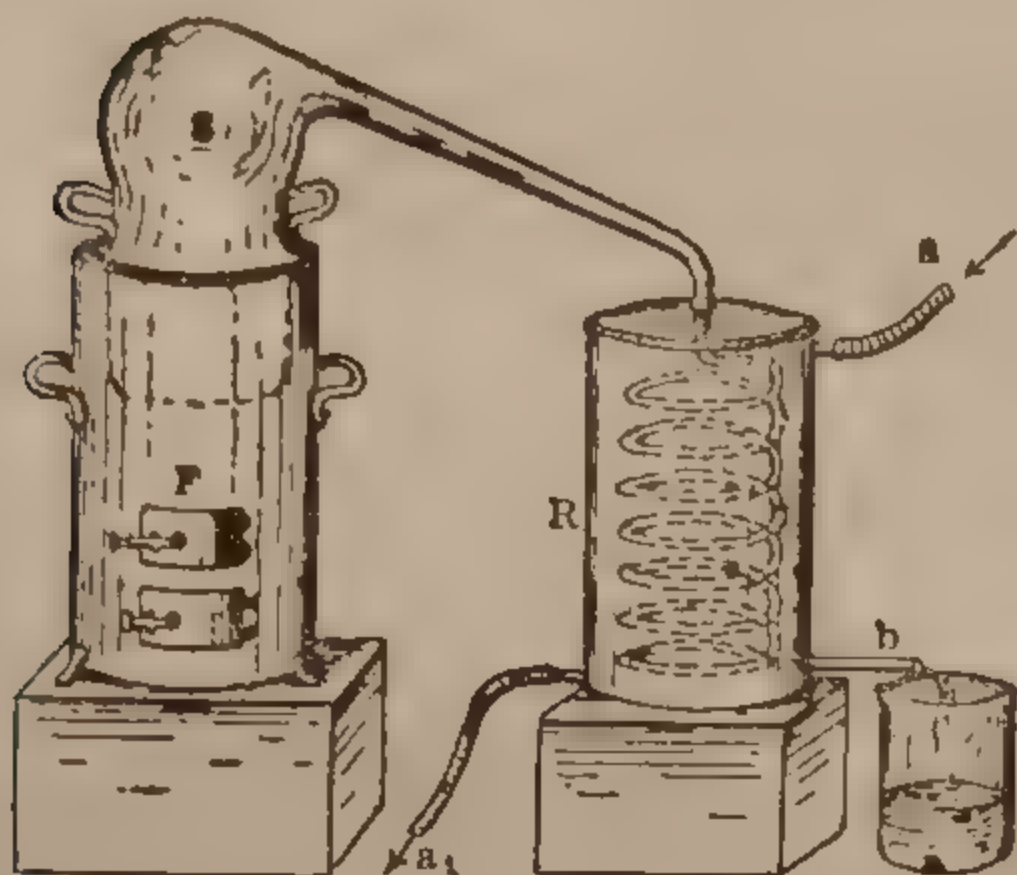



Fig. 89. - Apparecchio per distillare l'acqua. (*S* storta; *F* fornello; *R* refrigerante; *a* a_1 tubi per la circolazione dell'acqua fresca nel refrigerante, *b* tubo d'uscita dell'acqua distillata).

Composizione in peso e in volume. — Abbiamo già visto a pag. 47 parlando della *legge delle proporzioni definite* che l'acqua contiene combinati idrogeno ed ossigeno nei rapporti in peso di 1 d'idrogeno e 8 di ossigeno; così pure a pag. 47 parlando della scomposizione dell'acqua abbiamo visto che l'idrogeno e l'ossigeno che si ottengono hanno un rapporto in volume 2 ad 1, ossia il volume dell'idrogeno è doppio del volume dell'ossigeno (legge dei volumi, pag. 48).

Proprietà. — I caratteri dell'acqua s'intendono riferiti all'acqua distillata, potendo i caratteri più o meno scostarsi secondo la natura e la quantità di sostanze disciolte.

L'acqua è un liquido incoloro ed insaporo, in spessore notevole assume una tinta azzurra: ad una pressione atmosferica (cioè al livello del mare) bolle a 100° e solidifica a 0°; nel solidificare (a differenza degli altri corpi) aumenta di volume (100 vol. di acqua, dànno 109 vol. di ghiaccio), quindi il ghiaccio è più leggero dell'acqua (dens. 0,901) e galleggia; fenomeno importantissimo nell'economia della natura! Anche il ghiaccio è incoloro, e in masse considerevoli azzurro: il bianco della neve è dovuto ad un fenomeno ottico (riflessione totale della luce); ricordo anzi qui che tutti i solidi trasparenti incolori, ridotti in polvere dànno una polvere opaca bianca, pel suddetto fenomeno che sarà studiato in Fisica. Nella neve e nella brina l'acqua è solidificata in minuscoli aggregati cristallini. L'acqua possiede il minimo volume e quindi la massima densità a + 4°; un centim. cubico di acqua distillata a 4° pesa esattamente un grammo ed è stato

scelto come unità di peso. L'acqua ha un elevato calore di fusione (1 kg. di ghiaccio per fondere a 0° assorbe circa 79 calorie); ha pure forte calore di vaporizzazione (1 kg. di acqua per evaporare bollendo, quindi a 100°, consuma 536 calorie); il suo calore specifico che è fra i più elevati, è stato scelto come unità di misura del calore e dicesi *caloria*.

L'acqua è uno dei migliori solventi ed è il più usato per ottenere soluzioni delle più svariate sostanze. Chimicamente l'acqua è un composto stabile che reagisce con molti ossidi per formare delle basi, con le anidridi per formare acidi. L'alterazione che in natura subiscono molti minerali è dovuta in gran parte all'azione chimica dell'acqua.

Usi. — L'acqua è una delle sostanze naturali più importanti per l'uomo; se essa mancasse, la vita non sarebbe possibile. Oltrechè pei bisogni domestici (bevanda, pulizia, cottura alimenti) è indispensabile all'agricoltura come acqua d'irrigazione, ed alla maggior parte delle industrie, sia come materia prima, sia come fonte di energia.

ACQUA OSSIGENATA

(*perossido di idrogeno*) H_2O_2.

Il composto H_2O_2 si chiama più esattamente *perossido di idrogeno;* come nei perossidi gli atomi di ossigeno sono uniti fra loro da un legame, quindi la formola di struttura è H-O-O-H. Puro è un liquido incoloro, sciropposo, inodoro, amaro, instabile, poichè specialmente a caldo si decompone sviluppando ossigeno atomico:

$$2\,H_2O_2 \rightarrow 2\,H_2O + 2\,O$$

per tal motivo è energico ossidante; brucia le sostanze organiche e i microrganismi, quindi disinfetta e decolora molte sostanze.

L'acqua ossigenata del commercio, ed usata in farmacia, è una miscela di perossido d'idrogeno ed acqua al 3 %, il suo titolo è a 12 volumi (12 volumi vuol dire che un volume di acqua ossigenata sviluppa 12 volumi di ossigeno).

GRUPPO DEGLI ALOGENI

Col nome di *alogeni* si intendono quattro elementi, e cioè il *fluoro*, il *cloro*, il *bromo* e l'*iodio*, chiamati così dal greco (*als* = sale e *gennao* = genero) perchè si combinano direttamente coi metalli per formare dei sali detti fluoruri, cloruri, bromuri, ioduri, fra i quali

il cloruro di sodio, detto semplicemente *sale*, rappresenta il più tipico di questi composti. I caratteri degli alogeni dipendono dal loro peso atomico che è crescente dal fluoro al iodio (F = 19, Cl = 35,5, Br = 80, I = 127): la loro affinità con l'idrogeno è in ragione inversa col peso atomico; infatti il fluoro ha grandissima affinità e si combina anche al buio, il cloro richiede già la luce, il bromo e l'iodio si combinano ancora più difficilmente dando dei composti poco stabili. Con l'ossigeno invece l'affinità cresce col peso atomico; il fluoro non si combina, mentre gli altri sì. Anche il peso specifico e l'aspetto dipendono dal peso atomico: infatti il fluoro è un gas leggermente colorato in giallo-verde, difficilmente liquefacibile, il bromo è un liquido denso rosso-cupo e l'iodio è un solido molto pesante grigio lucente. Tutti unendosi con l'idrogeno si comportano da monovalenti; unendosi invece con l'ossigeno (fluoro escluso che non si unisce) hanno valenze 1. 3. 5. 7.

FLUORO

simb. F; form. F_2; peso at. 19; val. 1.

Stato naturale. — In natura esiste solo combinato, specialmente col calcio (fluoruro di calcio), in un minerale detto *fluorite* ed in piccola quantità nelle ossa e nella apatite.

Preparazione. — Il fluoro si riuscì ad isolarlo solo in epoca relativamente recente, perchè data la sua grande affinità difficilmente si stacca coi mezzi chimici dagli elementi ai quali è unito. Moissan pel primo (1886) lo ottenne mediante l'elettrolisi dell'acido fluoridrico anidro e liquido usando un voltametro di rame (nelle cui pareti interne si forma uno strato di fluoruro di rame che protegge il rame dall'ulteriore azione del fluoro) ed immergendo nell'acido elettrodi formati da una lega di platino e iridio (che non è intaccata dal fluoro).

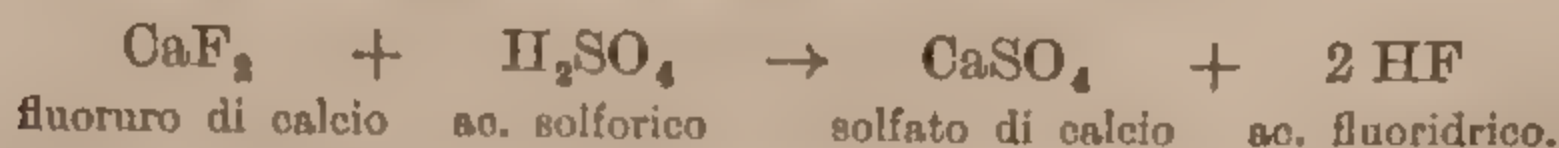
Proprietà. — È un gas di color verde-pallido, di odore molto irritante: fra tutti gli alogeni è il meno liquefacibile (—187°): allo stato liquido non intacca il vetro, mentre lo intacca allo stato gassoso e in soluzione.

Il fluoro è uno degli elementi più attivi: si combina, talora con sviluppo di luce e di calore, con tutti gli altri elementi eccetto l'ossigeno, il cloro e l'azoto. Coll'idrogeno si combina anche nell'oscurità con esplosione. La sua affinità cogli elementi è superiore a quella del cloro, quindi sposta questo dai suoi composti.

Non ha applicazioni pratiche.

Acido fluoridrico HF. — STATO NATURALE. — In piccole quantità esiste libero nelle emanazioni vulcaniche; combinato, nella fluorite.

PREPARAZIONE. — Si prepara trattando a caldo il fluoruro di calcio (ossia il minerale detto fluorite) con acido solforico; l'operazione deve essere fatta in recipienti di piombo:

$$\underset{\text{fluoruro di calcio}}{CaF_2} + \underset{\text{ac. solforico}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{solfato di calcio}}{CaSO_4} + \underset{\text{ac. fluoridrico.}}{2\,HF}$$

PROPRIETÀ. — L'acido fluoridrico è un gas incoloro di odore pungente, irritante, corrosivo, quindi velenoso; all'aria fuma perchè si condensa nel vapor acqueo formando minute goccioline di soluzione; è solubilissimo in acqua, ed è il più energico fra gli idracidi: è l'unico acido che intacca e corrode la silice, il vetro e i silicati, dando fluoruro di silicio gassoso, quindi non può essere conservato in recipienti di vetro; intacca pure tutti i metalli eccetto oro, platino, piombo, iridio; le sostanze organiche sono pure intaccate eccetto la paraffina, la cera, la guttaperca, il caucciù e poche altre; anche alla respirazione è dannosissimo. La sua soluzione si conserva in recipienti di piombo o di ebanite.

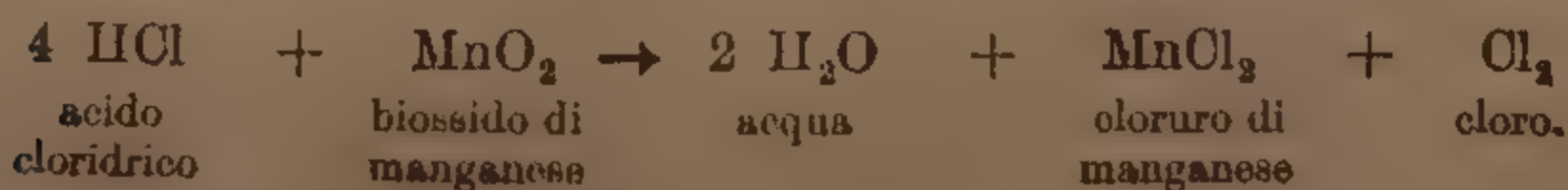
USI. — Si usa nei laboratori di Chimica, ed in alcune industrie; una volta si usava per smerigliare i vetri, oggi la smerigliatura si preferisce farla con processi meccanici, meno nocivi alla salute degli operai, e precisamente mediante getti di sabbia o polveri abrasive.

CLORO

simb. Cl; form. Cl_2; peso at. 35,45; val. 1. 3. 5. 7.

STATO NATURALE. — In natura non esiste libero; si trova combinato specialmente allo stato di cloruri (e soprattutto di sodio) che sono i suoi sali più stabili, sia nelle acque del mare, sia in giacimenti terrestri che hanno però origine marina.

PREPARAZIONE. — 1° In laboratorio il cloro si ottiene scaldando in un pallone (fig. 90) una miscela di biossido di manganese MnO_2 e soluzione di acido cloridrico HCl; il cloro che si sviluppa prima si fa gorgogliare nell'acqua per lavarlo, poi si fa passare in una bottiglia contenente sostanze igroscopiche per essiccarlo, e quindi si può raccogliere in un tubo, poichè essendo più pesante dell'aria questa viene spostata. La reazione avviene secondo la seguente equazione:

$$\underset{\text{acido cloridrico}}{4\,HCl} + \underset{\text{biossido di manganese}}{MnO_2} \rightarrow \underset{\text{acqua}}{2\,H_2O} + \underset{\text{cloruro di manganese}}{MnCl_2} + \underset{\text{cloro.}}{Cl_2}$$

2° Industrialmente il cloro si ottiene, insieme all'idrogeno, come prodotto secondario nella fabbricazione della soda caustica facendo l'elettrolisi del cloruro di sodio (vedi pag. 85): in laboratorio si può preparare collo stesso metodo, usando i comuni voltametri di vetro, come quello rappresentato dalla fig. 91.

Proprietà fisiche. — È un gas giallo-verdastro, di odore irritante caratteristico, velenoso, irrespirabile, assai più pesante dell'aria (dens. 2,45); a pressione ordinaria liquefa a —34° in un liquido giallo-chiaro; a circa 15° è solubile nei rapporti di 3 volumi in un volume d'acqua; la sua soluzione dicesi *acqua di cloro.*

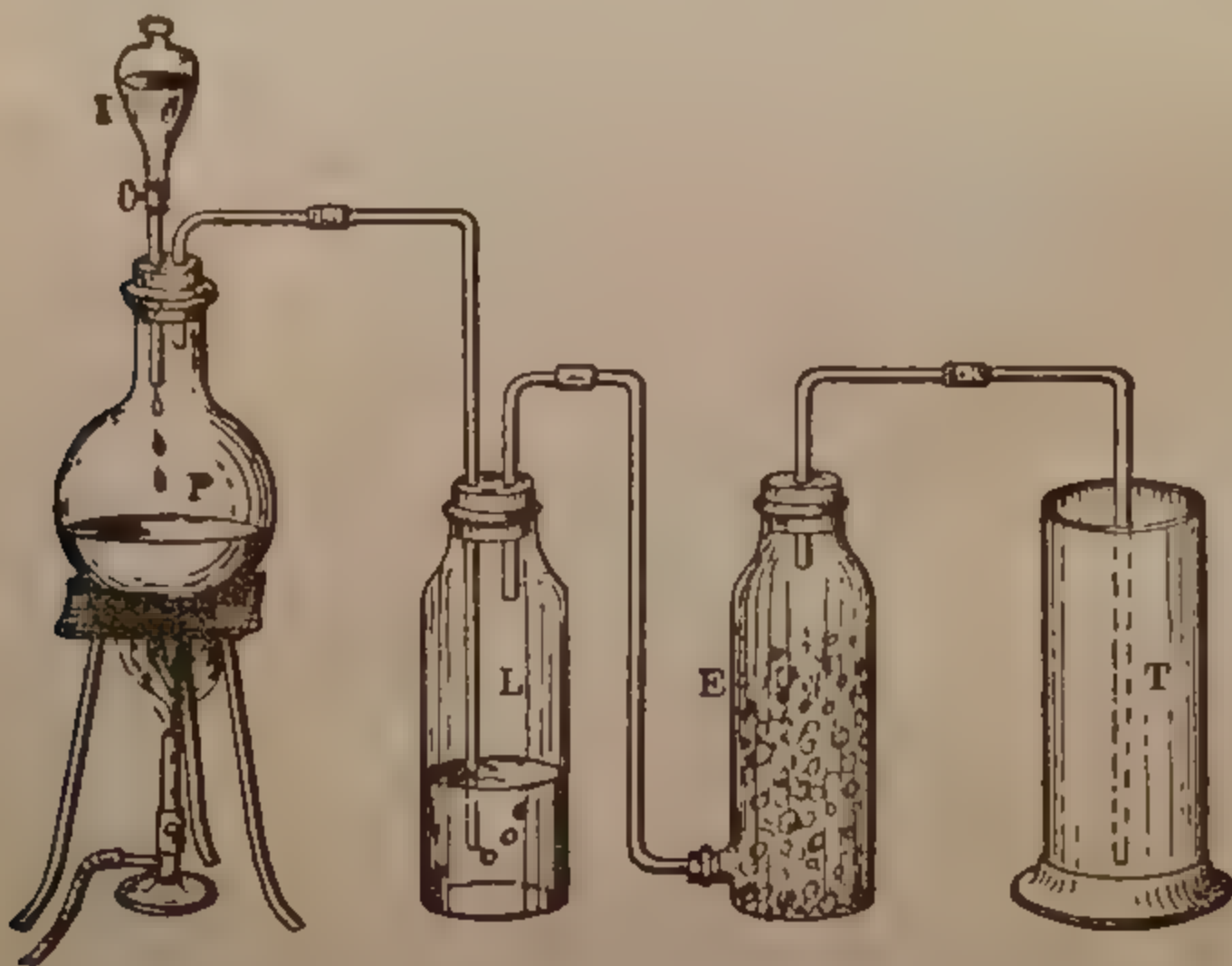



Fig. 90. - Apparecchio per preparare il cloro.
(*I* imbuto a rubinetto per introdurre l'acido cloridrico; *P* pallone contenente biossido di manganese; *L* bottiglia per lavare il gas; *E* bottiglia per essiccare il gas; *T* tubo per raccogliere il gas).

Proprietà chimiche. — Il cloro è un elemento molto attivo combinandosi energicamente con altri elementi con sviluppo di luce e calore.

Ha grande affinità con l'idrogeno, minore però di quella che presenta il fluoro perchè si combina solo alla luce, mentre il fluoro si combina nell'oscurità: infatti se facciamo pervenire volumi eguali di idrogeno e di cloro entro un pallone coperto da un panno nero, i due gas non si combinano, ma basta togliere il panno che tosto per azione della luce la combinazione avviene con piccolo scoppio e si forma *acido cloridrico.*

Un getto di idrogeno brucia vivamente nel cloro formando anche

in tal caso acido cloridrico (fig. 92); nella reazione si formano densi fumi bianchi dovuti all'acido cloridrico che essendo avidissimo di acqua condensa l'umidità contenuta nel pallone.

Il cloro sciolto in acqua sotto l'azione della luce decompone l'acqua mettendo in libertà ossigeno allo stato nascente:

$$H_2O + Cl_2 \rightarrow 2\,HCl + O$$

quindi l'*acqua di cloro* agisce come decolorante delle sostanze organiche e come disinfettante, in virtù dell'ossigeno nascente, mentre l'acido cloridrico che si forma è quello che danneggia i tessuti se non vengono subito risciacquati accuratamente. Il cloro secco non ha potere decolorante.

Fig. 91. - Voltametro per la preparazione del cloro.

Il cloro *ha pure affinità coi metalli* e coi *metalloidi:* quasi tutti i metalli si combinano col cloro dando origine a *cloruri*, anche i metalli nobili, come l'oro ed il platino sono intaccati, specialmente quando il cloro è allo stato nascente: una sottile laminetta di rame immersa nel cloro prende fuoco; facendovi cadere della fina limatura di ferro si accende formando tante scintille; un pezzo di sodio brucia con luce viva, e si formerà rispettivamente cloruro di rame, cloruro di ferro, cloruro di sodio. Anche il fosforo brucia nel cloro dando tricloruro (PCl_3). L'attività del cloro coi metalli e i metalloidi però si manifesta solo quando questo elemento è in presenza di acqua: se perfettamente secco non intacca, tanto che può essere conservato compresso in recipienti metallici. Con l'ossigeno il cloro ha una affinità debole, quindi non brucia all'aria, ed i composti ossigenati sono poco stabili. Sulle sostanze organiche il cloro

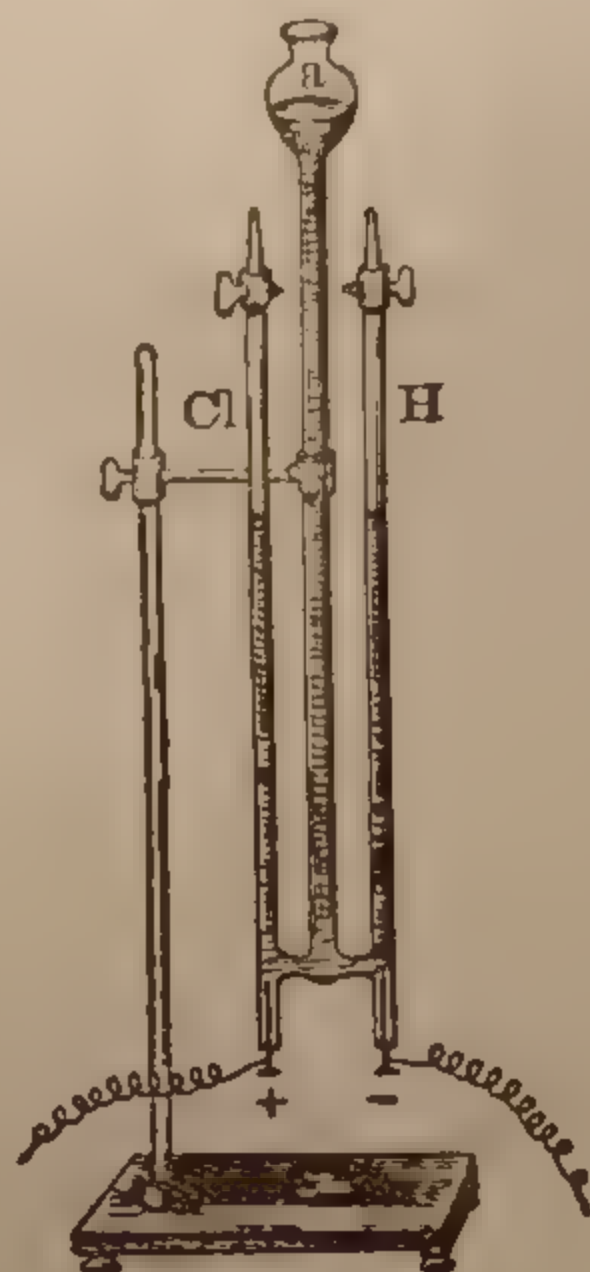
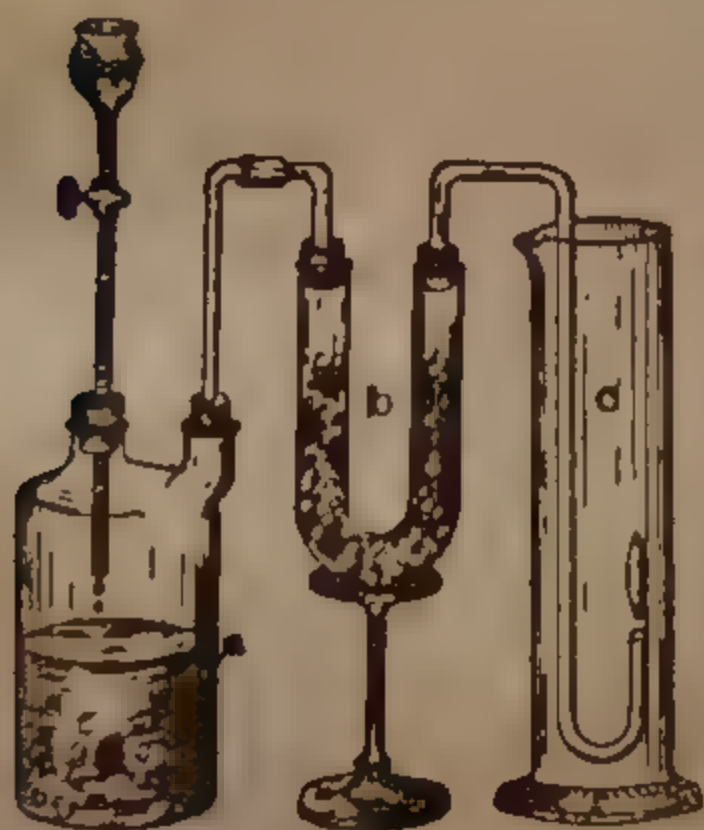



Fig. 92. - Combustione dell'idrogeno nel cloro.
(*a* bottiglia di Woulf per produrre l'idrogeno; *b* tubo ad U di essiccamento; *c* tubo pieno di cloro).

esplica una azione caustica e disintegratrice quindi è un energico disinfettante; respirato in piccole dosi dà senso di soffocazione e irritazione con forte tosse, in dosi maggiori corrode i polmoni provocando sputi di sangue e la morte; fu a tal scopo usato nella Guerra Mondiale.

Usi. — Viene usato nell'imbianchimento dei tessuti, del cotone, della carta; come disinfettante; nella fabbricazione di molti composti importanti per l'industria e la medicina, come gli ipocloriti, i clorati, il cloroformio, il cloruro di calce, il cloruro di carbonio.

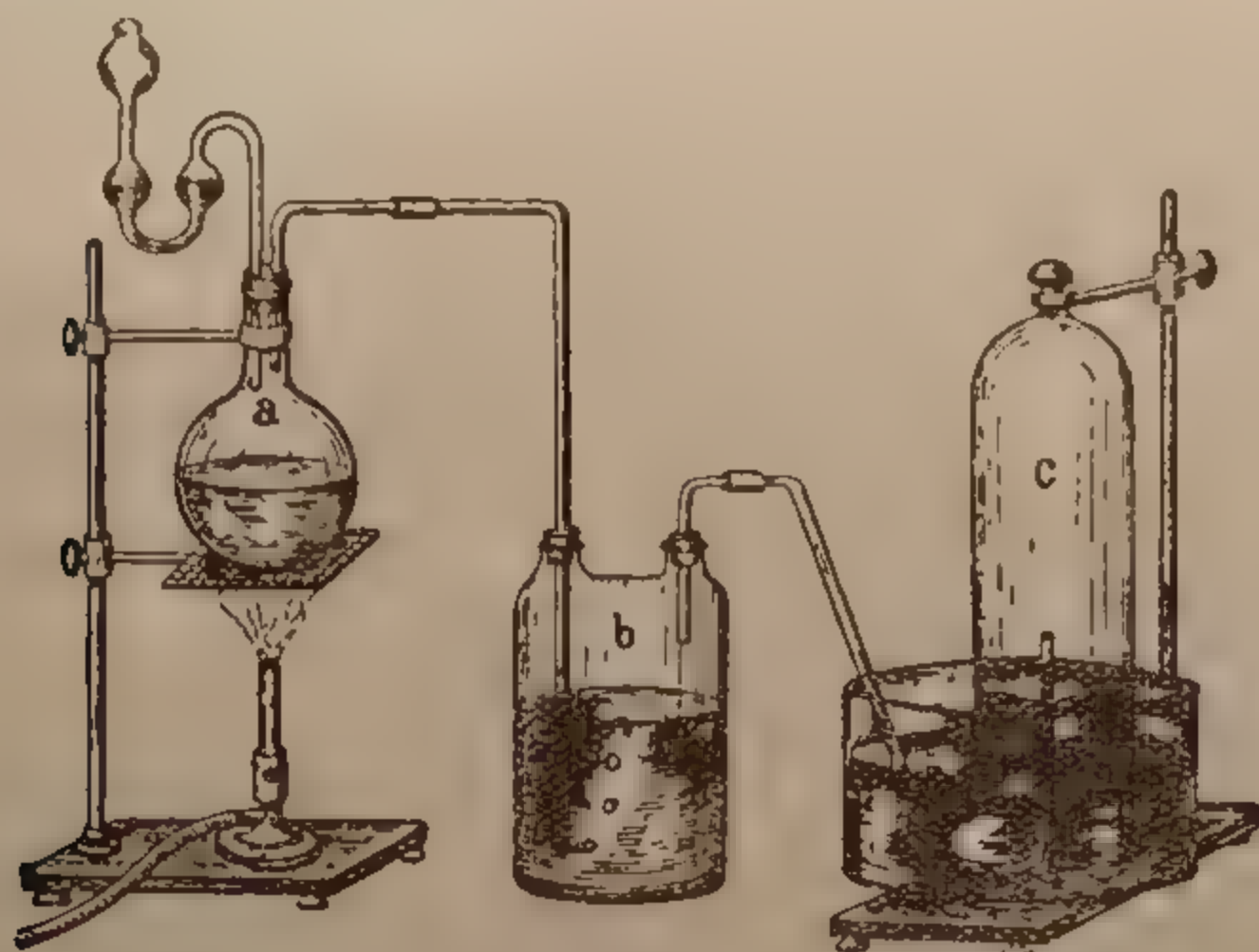



Fig. 93. - Preparazione dell'acido cloridrico
(*a* pallone contenente acido solforico e cloruro di sodio; *b* bottiglia di essiccaggio; *c* campana per raccogliere il gas).

Acido cloridrico (o *cloruro d'idrogeno*) HCl. — Stato naturale — Si trova libero in piccole quantità nelle emanazioni vulcaniche e più raramente in acque minerali. Nell'organismo animale si trova (1:500) nel succo gastrico. In natura è molto diffuso specialmente combinato nei cloruri come già si disse pel cloro.

Preparazione. — 1° Per combinazione diretta dell'idrogeno col cloro sotto l'azione della luce (come già si spiegò parlando del cloro): si ottiene così acido cloridrico sintetico purissimo.

$$H_2 \quad + \quad Cl_2 \quad \rightarrow \quad 2\ HCl$$

Oggi si ottengono industrialmente grandi quantitativi con questo metodo, utilizzando l'idrogeno ed il cloro ottenuti come prodotti secondari della fabbricazione della soda caustica (vedi pag. 85 e pag. 94).

2° Una parte dell'acido cloridrico industriale si ottiene pure come prodotto secondario della fabbricazione della soda (carbonato di sodio), col metodo Leblanc come vedremo in seguito parlando di questo importante prodotto industriale.

3° Sia in laboratorio, come anche in parte nell'industria, si prepara facendo agire a caldo dell'acido solforico sul cloruro di sodio.

$2\ NaCl$	+	H_2SO_4	→	Na_2SO_4	+	$2\ HCl$
cloruro di sodio		ac. solforico		solfato di sodio		ac. cloridrico.

Se si vuole avere gas secco si fa passare in un recipiente contenente sostanze essiccanti come cloruro di calcio o acido solforico concentrato ed il gas si può raccogliere sotto una campana capovolta (fig. 93): se invece si raccoglie in acqua si ottiene una soluzione.

Fig. 94. - Solubilità dell'acido cloridrico. (*b* pallone pieno di gas acido cloridrico; *t* rubinetto, *a* bicchiere pieno d'acqua).

Proprietà fisiche. — L'acido cloridrico è un gas incoloro, irritante e soffocante, brucia le mucose e gli occhi ed ha sapore fortemente acido: all'aria produce fumi poichè si scioglie nel vapore acqueo condensandolo in minutissime goccioline paragonabili a nebbia; ciò è dovuto alla sua grandissima solubilità nell'acqua, infatti a 0° un volume d'acqua scioglie 500 volumi di gas; la sua solubilità si può dimostrare colla seguente esperienza: se si riempie di gas acido cloridrico una bottiglia munita di un tubetto (fig. 94), e capovolta nell'acqua si apre il rubinetto, vedremo che l'acqua tosto zampilla e riempie la bottiglia; se all'acqua si erano aggiunte alcune gocce di tintura di tornasole si vedrà lo zampillo rosso; questo fatto avviene poichè il gas appena in contatto coll'acqua si scioglie tutto in essa formandosi nella bottiglia una forte rarefazione.

Molti chiamano *cloruro d'idrogeno* il gas perfettamente secco, nelle quali condizioni non ha azione acida, mentre chiamano *acido cloridrico* la soluzione in acqua del cloruro d'idrogeno, cioè del gas.

La soluzione satura che si usa comunemente in laboratorio è un liquido limpido di densità 1,21 e contiene circa il 42% in peso di acido cloridrico. La soluzione che si usa nell'industria non è pura quindi è colorata in giallastro e conosciuta più comunemente col nome di *acido muriatico*.

Proprietà chimiche. — L'acido cloridrico è un acido forte e stabile: allo stato gassoso non brucia nè mantiene la combustione dei corpi: se è secco non reagisce; in presenza di acqua invece, e quindi in soluzione, esso reagisce con molti metalli dando origine a cloruri, con sviluppo d'idrogeno.

I *cloruri* sono quindi i sali dell'acido cloridrico: dei più importanti cloruri parleremo in seguito trattando i singoli metalli.

Usi. — Viene usato nei laboratori di Chimica, ed in molte industrie chimiche (preparazione del cloro, dei cloruri, dell'anidride carbonica, ecc.) nonchè in metallurgia per pulire metalli.

*** Composti ossigenati del cloro.** — Non è il caso di intrattenerci su questi composti che hanno scarsa importanza. Un certo interesse hanno i sali dell'acido ipocloroso, detti *ipocloriti*, fra i quali specialmente l'*ipoclorito di calcio* $Ca(ClO)_2$ che è una polvere bianca che coll'acqua si decompone e serve come imbiancante col nome improprio di polvere di cloro, o di tabrioc. Sono pure interessanti i sali dell'acido clorico, detti *clorati*, tra i quali il *clorato potassico*, $KClO_3$, usato per fabbricare l'ossigeno, ed in farmacia; i clorati ed i perclorati sono sali poco stabili. Si possono decomporre per calore o per urto con sviluppo istantaneo di una grande massa di gas, quindi con esplosione.

BROMO (1)

simb. Br; form. Br_2; peso at. 80; val. 1. 3. 5. 7.

In natura esiste solo combinato allo stato di bromuri sciolti nelle acque del mare, in alcune acque minerali e in pochi depositi salini. Le alghe marine assorbono notevole quantità di bromuro di sodio e potassio, quindi bruciando le alghe, le loro ceneri ne sono ricche.

La fonte principale del bromo ci è data dai giacimenti di Stassfurt (Germania) dove trovasi allo stato di bromuri insieme ai sali potassici. In Italia si ricava dalle acque marine dopo aver separato il sale comune. Si sposta dal bromuro di magnesio rimasto nelle acque madri per azione del cloro.

La nostra produzione è oggi sufficiente al nostro consumo, mentre sino a pochi anni addietro dovevamo importarlo completamente.

Il bromo è l'unico metalloide liquido, di color rosso-bruno, pesante (p. specif. 3,15), bolle già a 59°, ma anche a temperatura ordinaria emette dei vapori rossi di odore sgradevole soffocante e

(1) Dal greco *bromos* = *fetore*, pel suo odore molto sgradevole.

molto nocivi alla respirazione; macchia e corrode la pelle; intacca i metalli formando bromuri; è però meno attivo del cloro e del fluoro, ha minor affinità coll'idrogeno col quale si combina più difficilmente per dare *acido bromidrico* HBr simile al cloridrico ma meno energico e poco stabile. I suoi sali detti *bromuri* trovano svariate applicazioni, in medicina, in fotografia, ecc.

IODIO (1)

simb. I; form. I_2; peso at. 127; val. 1. 3. 5. 7.

In natura esiste allo stato di ioduri insieme ai bromuri disciolto nelle acque del mare e nelle alghe marine ed in alcune acque minerali (come quelle di Salsomaggiore che oggi vengono utilizzate da noi per l'estrazione dell'iodio): in notevole quantità trovasi insieme al nitro del Chile allo stato di iodati. L'iodio si ottiene con un metodo analogo a quello del bromo.

L'iodio è un solido che si presenta in laminette grigio-nere con lucentezza metallica, molto pesante (peso spec. 4,95); emette vapori già a temperatura ordinaria, ma a 180° bolle trasformandosi in vapori di un bel colore viola intenso; i vapori in contatto di pareti fredde sublimano dando un deposito di laminette nere lucenti. È quasi insolubile in acqua; si scioglie invece in alcool colorando la soluzione in giallo bruno: questa soluzione dicesi in medicina *tintura di iodio;* è pure solubile in benzina, etere, solfuro di carbonio, ecc. L'iodio anche in quantità minima colora l'amido in azzurro, reazione sensibilissima che permette di riconoscere reciprocamente la presenza di queste due sostanze. L'iodio ha affinità ancor minore del bromo: i suoi composti coi metalli diconsi *ioduri* ed hanno importanza per usi medicinali, fotografici, industriali.

Anche l'iodio si può combinare con l'idrogeno, e si ottiene l'*acido iodidrico* HI, gas incoloro fumante, ma poco stabile, perchè in contatto con l'ossigeno dell'aria si decompone per dare iodio.

Sia l'acido bromidrico che l'iodidrico non hanno applicazioni.

AGGRESSIVI CHIMICI

Avendo parlato del cloro, è interessante qui fare un cenno sugli aggressivi chimici, cioè sulle sostanze chimiche usate a scopo di difesa e di offesa. L'uso di tali mezzi risale già agli antichi: nella

(1) Dal greco *ioidès* = *viola*, pel colore dei suoi vapori.

guerra del Peloponneso gli Spartani usarono sostanze fumogene ed irritanti; nell'assedio di Ambracia, secondo T. Livio furono usati fumi irritanti; Leonardo da Vinci parla di fumi arsenicali da usarsi contro i nemici; Napoleone nell'assedio di Sebastopoli usò bombe contenenti sostanze arsenicali. Il progresso della chimica di quest'ultimo secolo sboccò nel largo uso di gas deleteri fatto nella guerra mondiale; una sola nube di cloro e fosgene il 29 giugno 1916 mise 8000 uomini fuori combattimento a S. Michele del Carso. La guerra futura può essere una guerra chimica micidiale alla quale tutte le Nazioni si vanno preparando perfezionando i loro mezzi di offesa e di difesa. Alcuni gas hanno effetti immediati, altri invece effetti lontani; alcuni agiscono sulla cute, altri sulle vie respiratorie, altri entrano nel sangue producendo avvelenamenti o alterazioni dei tessuti. In generale si dividono in quattro gruppi: asfissianti, lacrimogeni, tossici, vescicatori; spesso in guerra si usano mescolati insieme, talora con aggiunta di prodotti fumogeni (tetracloruro di stagno) per rendere la nube più densa. I gas vengono usati per mezzo di nubi o mediante lancio di bombe.

Gas asfissianti. — Agiscono sulle vie respiratorie producendo la morte per asfissia o per lesioni polmonari. I più tipici sono:

Il *cloro*, di cui bastano pochi milligrammi per litro con una respirazione di 30 minuti per essere mortale: produce bruciore, tosse, soffocamento, edema polmonare, bronco polmonite. Si riconosce all'odore. Ci si difende con maschere a filtro.

Il *fosgene* è cloruro di carbonile $COCl_2$ cioè composto di ossido di carbonio e cloro, quindi non contiene fosforo. È più micidiale del cloro e più pericoloso perchè essendo molto pesante forma nubi che si mantengono basse. Bastano 45 mgr. per m^3 d'aria per produrre la morte in 10 minuti. Se non produce morte immediata lascia conseguenze gravissime. Ha odore di cloroformio, brucia la gola, soffoca, provoca vomito e dolori.

Simile e dannosissima è la *cloropicrina*, liquido incoloro di odore pungentissimo, col quale vengono riempite bombe speciali.

Gas lacrimogeni. — Diconsi quelli che agiscono in modo speciale sugli occhi eccitando intensa lacrimazione, accompagnata da bruciore che obbliga a chiudere le palpebre, talora provocano tosse e vomito: alcuni hanno effetto immediato, altri graduale. Non sono eccessivamente pericolosi, però possono essere accompagnati da proprietà tossiche od asfissianti. I gas lacrimogeni più noti sono il *cloruro* ed il *bromuro di benzile*, l'*acroleina*.

Gas tossici. — Diconsi quelli che entrano in circolazione pel tramite delle vie respiratorie producendo intossicazione.

L'acido cianidrico HCN, è uno dei più velenosi, respirato produce morte istantanea; in piccolissime dosi si riconosce per l'odore di mandorle amare, produce costrizione alla gola, dolore alla nuca, vertigini, offuscamento della vista, convulsioni, morte. Preso in tempo il colpito si può salvare con la respirazione artificiale in aria pura o con ossigeno, e iniezioni di caffeina. L'acido cianidrico ha un forte potere di diffusione, quindi nell'aria si disperde facilmente.

Gas vescicatori. — Producono sulla pelle delle vescicazioni più o meno estese ma respirati producono alterazioni funzionali che possono essere mortali. Il più noto e più dannoso è l'*yprite*, solfuro di etile biclorurato; è un liquido che può venire lanciato allo stato di goccioline o di vapore: attraversa il vestiario, persino il cuoio delle scarpe e venuto in contatto con la pelle, specialmente le parti molli e umide, vi determina a distanza di ore (sino a 12) delle piaghe, vesciche, seguite da necrosi dei tessuti; dannosissimo agli occhi; i vapori respirati producono lesioni alle vie respiratorie ed entrati in circolazione producono diarree sanguinolenti, albuminuria, febbre, intossicazione del sistema nervoso.

La presenza dell'yprite, a differenza di altri gas, non è rivelata dall'odore, inoltre la sostanza rimasta sul terreno o sugli abiti conserva il suo potere tossico per molto tempo. Per difendersi bisogna vestirsi con abiti speciali di gomma detti antiipritici.

SOLFO

simb. S; form. S_8; peso at. 32; val. 2. 4. 6.

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Il solfo nativo si trova in cristalli del sist. *rombico*, per lo più formati da una o due bipiramidi rombe coi vertici troncati dal pinacoide basale, e talora combinate con le facce di un prisma (fig. 95): i cristalli possono essere voluminosi di color giallo citrino, talora un po' bruno-rossicci, limpidi con lucentezza resinosa adamantina (fig. 96, vedi Tav. I, fig. 6). Più spesso si hanno ammassi compatti granulari opachi o impregnanti rocce.

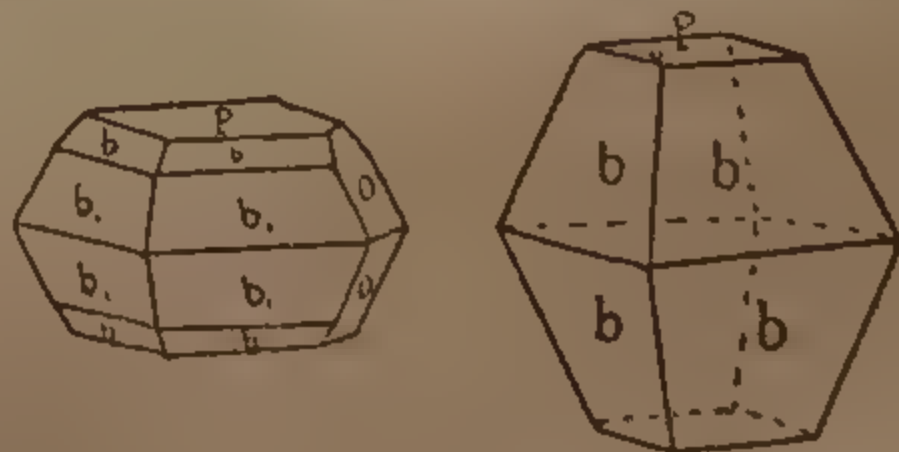



Fig. 95. - Due cristalli tipici di solfo. (*b b*, facce di bipiramidi rombiche; *o* facce di prisma; *P* pinacoide).

È cattivo conduttore del calore e dell'elettricità: scaldato anche leggermente scricchiola e si screpola.

Giaciture. — Il solfo può avere origine marina o vulcanica. I giacimenti di origine marina, che sono i più importanti, diconsi *solfare:* qui il solfo è misto ad argilla, gesso, calcare, aragonite, celestina, salgemma in potenti strati coperti da marne calcaree talora ricche di fossili marini. Si ammette che si sia originato

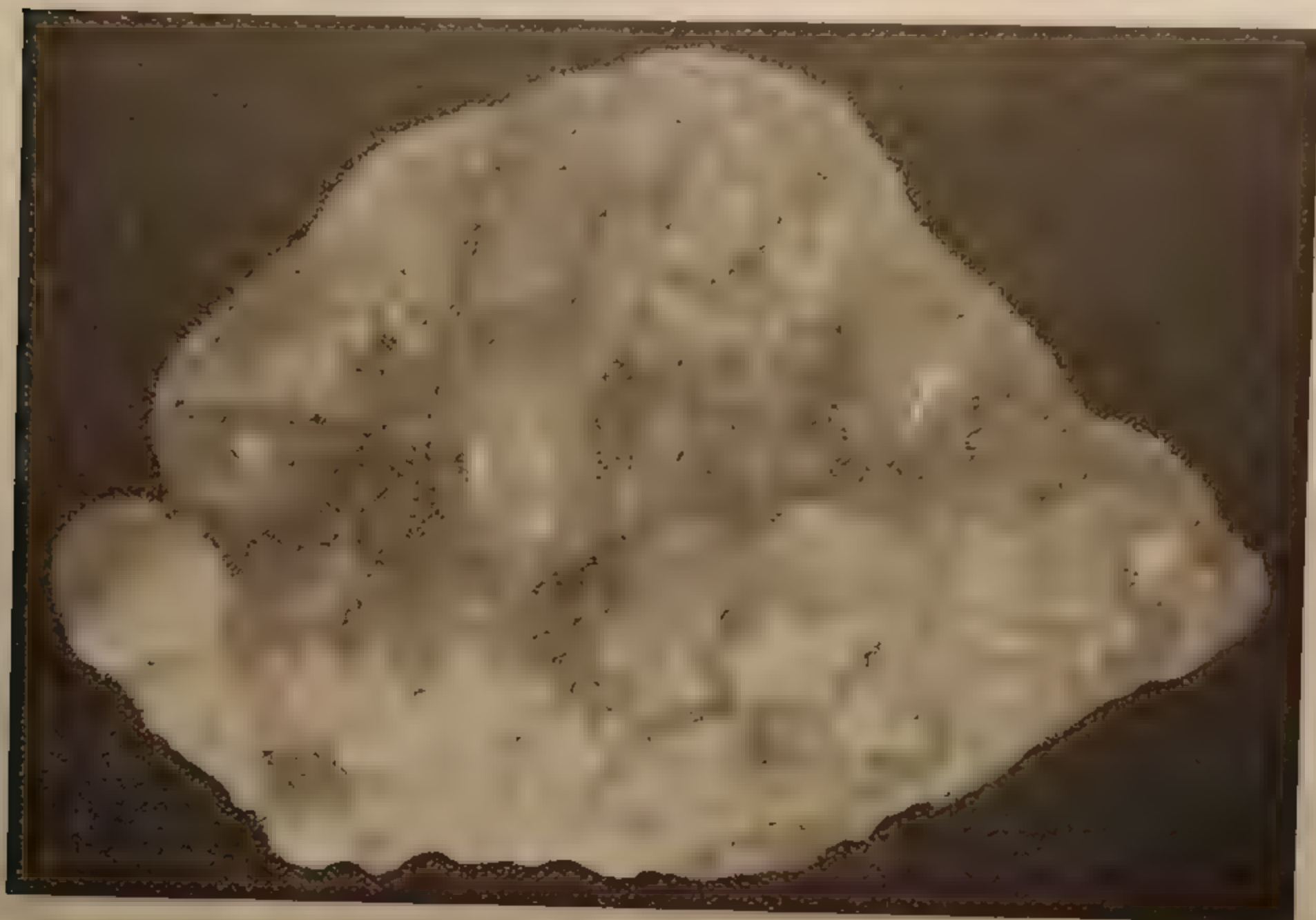



Fig. 96. - Gruppo di cristalli di solfo della Sicilia.

per trasformazioni varie del gesso (solfato, idrato di calcio) depositato per evaporazione di acque marine in epoche s'intende remotissime.

I giacimenti di origine vulcanica diconsi *solfatare;* quivi il solfo si sarebbe originato per reazione tra l'anidride solforosa e l'idrogeno solforato, entrambi gas emessi dai vulcani; nelle solfatare il solfo impregna i tufi o forma efflorescenze allo stato di piccoli cristalli di sublimazione. Talora, ma raramente, si possono anche avere delle piccole colate di solfo fuso. Qualche volta si può trovare del solfo che ha origine diversa dalle precedenti, cioè per riduzione di solfuri (per es. in Sardegna dalle galene) o di acque naturali solforose.

Località. — *In Italia* si hanno ricche e numerose solfare in Sicilia (Caltanissetta, Girgenti, Catania, Palermo), ed in Romagna. Come solfatara ricordiamo quella di Pozzuoli (fig. 97), non sfruttata industrialmente perchè il materiale è troppo povero.

Fuori d'Italia la regione che produce di più è gli Stati Uniti (Luisiana e Texas) dove trovansi estesissime solfare: in Europa si hanno solfare anche in Spagna e in Grecia; si hanno inoltre ricchi depositi vulcanici nel Giappone e nel Messico.

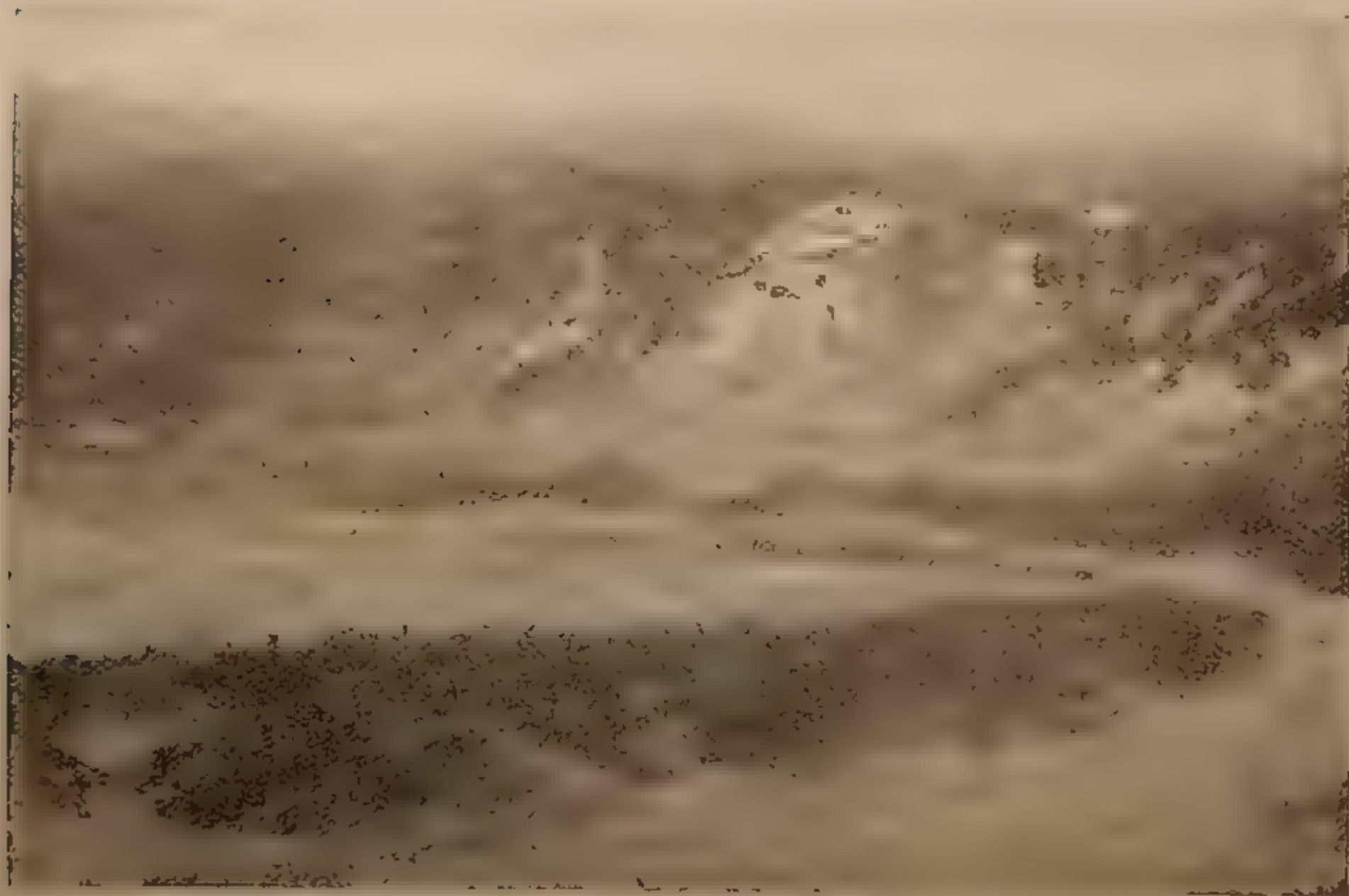



Fig. 97. - Veduta della solfatara di Pozzuoli.

Estrazione. — Il solfo che si trova in natura è sempre mescolato colla roccia (detta *ganga*) dalla quale bisogna separarlo. In Sicilia la separazione si faceva una volta col metodo dei *calcaroni*, cioè facendo delle cataste di materiale solfifero, entro fosse ampie circondate da un muro e col pavimento inclinato (fig. 98); nella catasta si lasciano dei canali verticali per il passaggio dell'aria, e il tutto si ricopre con terra; si dà quindi fuoco dall'alto (utilizzando i canali) al solfo, il quale in parte brucia sviluppando anidride solforosa, ma la rimanente parte pel calore fonde, e scorrendo sul pavimento inclinato esce per mezzo di aperture e si raccoglie in casse bagnate in modo che si solidifica dando senz'altro i pani: questo metodo produce però una notevole perdita in solfo, che se ne va via

sotto forma di anidride solforosa la quale inoltre diffondendosi nell'aria riesce dannosissima anche a notevole distanza alla vegetazione. Per tale motivo in gran parte i calcaroni sono stati sostituiti con speciali forni tipo *Gill* nei quali si scalda con combustibile il solfo in modo da farlo fondere, mentre nelle *raffinerie* (fig. 99) i vapori che si producono vengono condensati in camere fredde, ottenendosi così fiori di solfo. In America si elimina tutto il costoso lavoro di escavazione e di trasporto facendo semplicemente delle trivellazioni nel terreno con trivelle a doppia parete spingendole sino a raggiungere

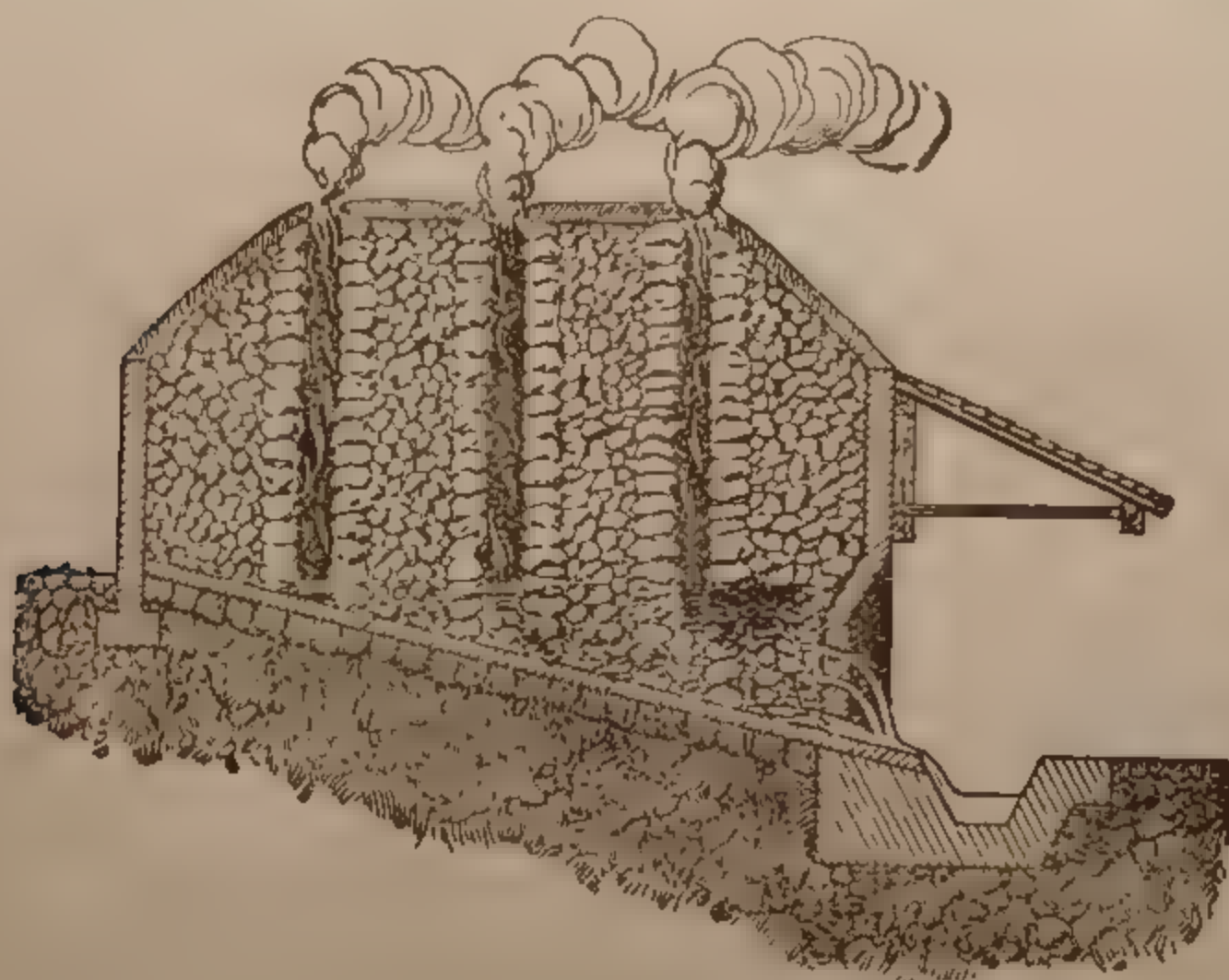



Fig. 98. - Un calcarone visto in sezione.

lo strato solfifero e iniettando del vapor acqueo scaldato a 170° e sotto pressione (*metodo Frash*); in tal modo il solfo fonde e viene spinto alla superficie; nel mezzo della trivella vi è un tubo dove circola dell'aria calda, affinchè il solfo fuso che risale, non solidifichi (fig. 100). Con questo procedimento il solfo americano viene a costare assai meno del nostro e fa concorrenza anche in Europa al solfo della Sicilia.

Proprietà fisiche. — Il solfo fonde a 114° in un *liquido mobile giallo pallido*, che a 220° diventa *scuro vischioso*, per ritornare scorrevole sopra i 300° e finalmente bolle a 445°, dando luogo a vapori rosso-aranciati, che per raffreddamento dànno *solfo sublimato* o *fiori di solfo*. Il solfo fuso fatto colare nell'acqua si rapprende in una massa di *solfo elastico* che però dopo qualche giorno diventa dura.

Se invece lasciamo lentamente raffreddare il solfo fuso e prima che sia tutto solidificato rompiamo la crosta e versiamo il contenuto, osserveremo le pareti del recipiente tutte tappezzate di lunghi prismi vitrei quasi incolori che appartengono al sistema monoclino: questo rappresenta un altro stato del solfo, detto *solfo monoclino* che ha anche caratteri fisici diversi dal *solfo rombico*, ma è instabile e sotto i 96° diventa opaco e si disgrega in una polvere formata da minuti cristallini rombici.

Fig. 99. - Sezione schematica di una raffineria. (*C* caldaia; *T* tubo; *F* focolaio; *E* solfo; *V* vapori di solfo; *Z* solfo; *K* valvola; *S* collettore).

Se lasciamo solidificare tutta la massa, si ottiene il solfo in pani che è una massa cristallina nella quale non si distinguono più i cristalli. Si conosce una forma di *solfo amorfo colloidale* detto anche *solfo precipitato* che si ottiene per reazione chimica da alcuni suoi composti. Il solfo è insolubile nell'acqua; si scioglie invece nel solfuro di carbonio e nel cloroformio.

Proprietà chimiche. — Il solfo si combina abbastanza facilmente coi metalli dando origine a solfuri; brucia combinandosi coll'ossigeno per dare anidride solforosa (SO_2).

Fig. 100. - Spaccato della punta di una trivella Frash.

Usi. — Gli usi del solfo sono assai numerosi: si usa in agricoltura per combattere la crittogama della vite (oidio); nell'industria per far micce, per fabbricare la polvere pirica, i fiammiferi di legno, l'ebanite, la gomma elastica, l'acido solforico, l'anidride solforosa, solfuri e colori al solfo ed altri prodotti chimici.

Composti del solfo.

Idrogeno solforato o acido solfidrico H_2S.

STATO NATURALE. — In piccole quantità l'idrogeno solforato trovasi libero in natura, proveniente da emanazioni vulcaniche o da decomposizione di sostanze organiche contenenti solfo; l'odore delle uova guaste e dei pozzi neri è appunto dovuto alla formazione di questo gas: trovasi pur spesso sciolto in acque sorgive dette sulfuree. Combinato trovasi in natura assai abbondante nei solfuri.

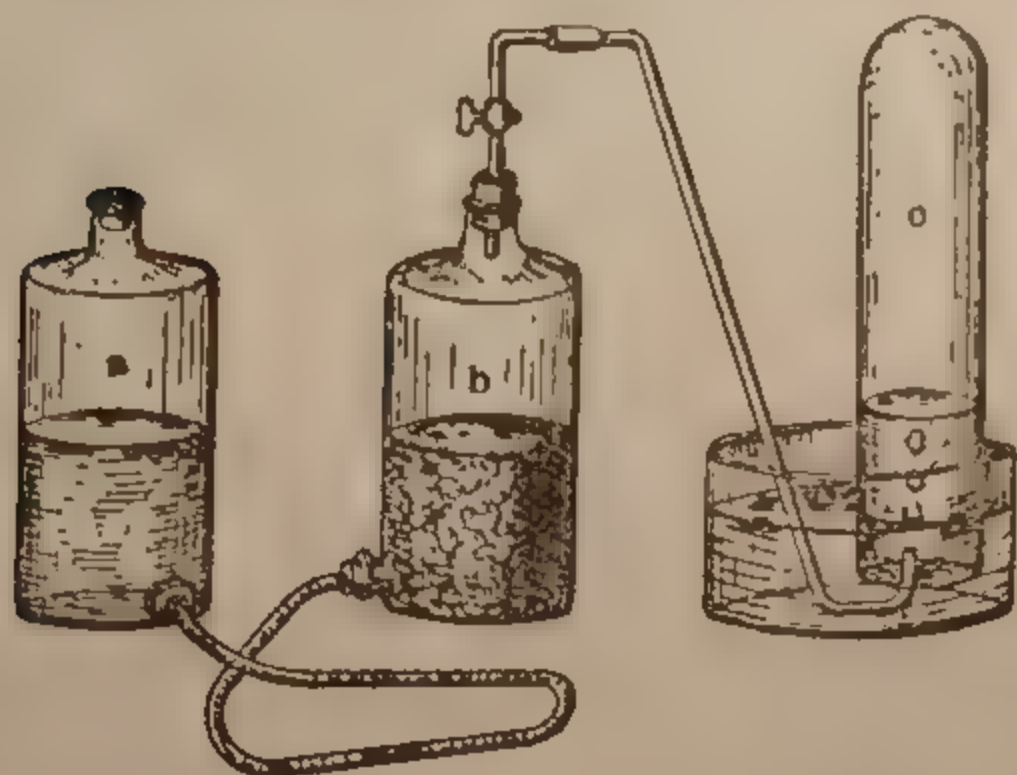



FIG. 101. - Preparazione dell'idrogeno solforato. (*a* bottiglia contenente acido cloridrico; *b* bottiglia contenente solfuro di ferro, *c* campana capovolta nell'acqua per raccogliere il gas).

PREPARAZIONE. — Si prepara per azione del l'acido cloridrico sul solfuro ferroso:

$$\underset{\text{solfuro ferroso}}{FeS} + \underset{\text{ac. cloridrico}}{2\,HCl} \rightarrow \underset{\text{cloruro ferroso}}{FeCl_2} + \underset{\text{idrogeno solforato.}}{H_2S}$$

La reazione avviene anche senza scaldare, quindi si può usare l'apparecchio di Kipp, od una semplice *bottiglia di Voulf* (a due colli), o due bottiglie come indica la fig. 101.

PROPRIETÀ FISICHE. — È un gas incoloro con odore di uova putride, velenoso, un po' più pesante dell'aria (dens. 1,19), solubile in acqua (4 vol. in 1 vol. di acqua a 0°), la sua soluzione ha lo stesso comportamento del gas, ma è poco stabile.

PROPRIETÀ CHIMICHE. — L'idrogeno solforato gassoso brucia nell'aria con fiamma azzurrognola dando anidride solforosa e vapor acqueo; se però la combustione è incompleta si può avere separazione di solfo. Anche una soluzione di idrogeno solforato reagisce con l'ossigeno dell'aria, quindi a poco a poco l'idrogeno solforato si decompone con separazione di solfo e la soluzione si intorbida.

La soluzione d'idrogeno solforato ha debole proprietà acida, ed è perciò che dicesi anche *acido solfidrico:* essa fa arrossire la tintura di tornasole, e si combina con molti sali e metalli trasformandoli

in *solfuri:* siccome la maggior parte dei solfuri sono neri (eccetto il solfuro di zinco che è bianco), si deve alla presenza dell'idrogeno solforato nell'aria delle abitazioni l'annerimento di molte sostanze come dell'argento e di altri metalli, della biacca e dei quadri antichi, nei quali il color bianco era fatto con biacca di piombo, mentre ora si fa con biacca di zinco affinchè non annerisca: così tutti sanno che l'argenteria in contatto colle uova, se non è lavata subito, annerisce, e anche in contatto della pelle l'argento annerisce rapidamente, perchè il sudore e la pelle emettono piccole quantità di idrogeno solforato, che coll'argento forma solfuro d'argento nero.

L'idrogeno solforato agisce pure da riducente perchè il suo idrogeno si combina facilmente con l'ossigeno di altre sostanze.

I solfuri sono sali stabili, e molti esistono in natura.

Usi. — Viene molto usato nell'analisi chimica, e nell'industria per preparare alcuni solfuri.

Anidride solforosa (SO_2) **e acido solforoso** H_2SO_3. — Stato naturale. — In natura l'anidride solforosa trovasi allo stato libero solo nelle emanazioni vulcaniche.

Preparazione. — Si ottiene bruciando all'aria solfo o pirite.

L'anidride solforosa che si sviluppa, lavata ed essiccata, si raccoglie in tubi ad U muniti di rubinetto e tenuti in una miscela frigorifera in modo che il gas liquefa (fig. 102).

Fig. 102. - Liquefazione dell'anidride solforosa.

Proprietà fisiche. — È un gas incoloro velenoso con odore soffocante, irritante che eccita la tosse; è più pesante dell'aria (dens. 2,23): si riduce facilmente in un liquido incoloro mobile sia comprimendolo a 3 atmosfere (a temperatura ordinaria), sia raffreddandolo a —15° (a pressione ordinaria): quindi facendo arrivare dell'anidride solforosa in un tubo a forma di U immerso in un miscuglio frigorifero (fig. 102) l'anidride diventa liquida, e chiudendo i due rubinetti si può estrarre il tubo senza che l'anidride ritorni gassosa: quando ritorna dallo stato liquido a quello gassoso assorbe una notevole quantità di calore producendo una temperatura di quasi —60°.

Proprietà chimiche. — È un corpo stabile che difficilmente si scompone: non è nè combustibile nè comburente: è energico decolorante dei tessuti animali e vegetali, infatti se noi mettiamo dei

fiori vivamente colorati in un recipiente contenente questo gas, tosto imbianchiscono: ha pure proprietà antisettiche uccidendo i microrganismi.

Se noi facciamo gorgogliare nell'acqua l'anidride solforosa essa si scioglie, se però esaminiamo la soluzione vediamo che ha comportamento acido, essendosi formato dell'*acido solforoso:*

$$SO_2 \quad + \quad H_2O \quad \rightarrow \quad H_2SO_3$$

quindi non si deve considerare come una soluzione di anidride solforosa, ma di acido solforoso: questo acido però è instabile e non si riesce ad ottenere libero, ma esiste solo in soluzione, e se scaldando si cerca di separarlo, si scompone di nuovo in acqua ed anidride:

$$H_2SO_3 \quad \rightarrow \quad H_2O \quad + \quad SO_2$$

I sali dell'acido solforoso diconsi *solfiti*, sono poco stabili anch'essi, e non esistono liberi in natura.

Usi. — L'anidride solforosa viene usata come disinfettante in agricoltura per uccidere insetti e funghi dannosi (fermenti, crittogame, ecc.) in ambienti, nei tini e nelle botti prima di mettervi il mosto o il vino, per disinfettare le frutta (es. ciliege); si fa gorgogliare nel vino stesso per arrestare le alterazioni (acescenza, fioretta, ecc.): nell'industria si usa nell'imbianchimento della paglia, lana, seta, pasta di carta e di altre sostanze animali e vegetali specialmente quando il cloro (usato pure come imbiancante) potrebbe alterarle: serve poi per la fabbricazione dell'acido solforico e di altri prodotti chimici. Si pone in commercio allo stato liquido entro cilindri di acciaio.

Acido solforico H_2SO_4. — Stato naturale. — In natura allo stato libero esiste in piccolissime quantità nelle emanazioni vulcaniche e nell'acqua che esce dalle miniere di piriti. Abbondanti sono invece i suoi sali, specialmente il solfato di calcio.

Industria dell'acido solforico. — L'acido solforico non si può ottenere dai solfati, ma bisogna ricorrere a procedimenti speciali usati in grande nell'industria; essi sono i seguenti:

I. Processo delle camere di piombo. — Questo procedimento, come indicato dallo schema (fig. 103), si suddivide nelle seguente fasi:

a) Entro speciali *forni d'arrostimento* si produce l'anidride solforosa, bruciando con molta aria la pirite (più raramente si

brucia il solfo; in questo caso si ottiene un acido più puro, perchè la pirite contiene parecchie sostanze estranee nocive che passano nell'acido).

I forni funzionano ininterrottamente; dall'alto si versa la pirite polverizzata, mentre dal basso, da speciali sportelli, si eliminano le così dette ceneri di pirite che sono formate da sesquiossido di ferro; lateralmente vi sono delle aperture per l'entrata dell'aria che entra per l'aspirazione di speciali ventilatori posti in coda agli apparecchi.

b) L'anidride solforosa mescolata ancora ad aria viene fatta passare entro tubi o *camere di depurazione* dove si depone il pulvi-

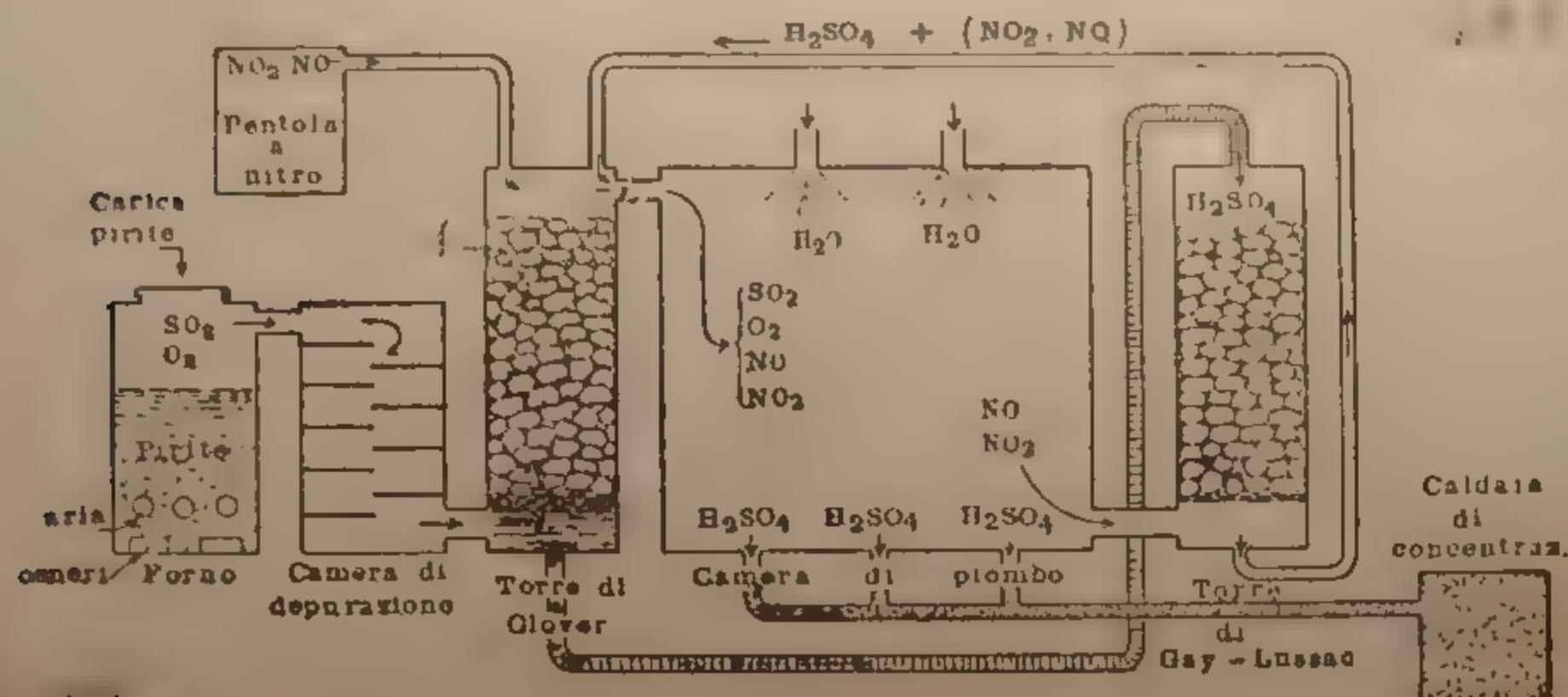



FIG. 103. - Schema del processo delle camere di piombo.

scolo che trascina sospeso, che riuscirebbe molto nocivo se andasse a finire nelle camere di piombo; a tale scopo dette camere hanno delle lamine di metallo alternate cariche di elettricità positiva e negativa.

c) Così depurata la miscela si fa passare dal basso all'alto nella *Torre di Glover*, che è alta 10-12 m. larga circa 3, tappezzata di lamiera di piombo e contenente materiale poroso non intaccato dall'acido (mattoni vuoti o carbone cocke) collo scopo di aumentare la superficie di contatto: dall'alto di questa torre da una tubatura entra la così detta *nitrosa* o vapori nitrici (ossido nitrico NO e ipoazotide NO_2) preparata in apposite caldaie dette *pentole a nitro*, (per azione di acido solforico sul nitrato di sodio): da un'altra tubatura, proveniente dalla Torre di Gay-Lussac, entra dell'acido solforico contenente disciolti dei vapori nitrici: questa miscela passando fra il materiale poroso caldo libera i vapori nitrici mentre l'acido

solforico si raccoglie al fondo, e viene rimandato nella Torre di Gay-Lussac.

d) La miscela di *anidride solforosa, aria, vapori nitrici* dalla Torre di Glover passa nelle *camere di piombo;* queste costituiscono una serie di grandissime camere tappezzate di lamiera di piombo del volume complessivo di 2000-5000 m³; dall'alto di queste camere entrano dei getti di acqua polverizzata o vapor acqueo. La reazione che avviene è alquanto complessa, in ogni modo si può ritenere che dapprima l'ossigeno dell'aria si combina con l'anidride solforosa per azione catalittica dei vapori nitrici, formando anidride solforica, la quale tosto si combina con l'acqua formando acido solforico: l'acido solforico che si forma si raccoglie sul pavimento delle camere ed esce all'esterno da apposite aperture laterali e da tubature viene portato nelle *caldaie di concentrazione.*

e) I vapori nitrici, che esplicando azione catalittica non si consumano e restano nelle camere di piombo, affinchè non vadano dispersi e per poterli riutilizzare vengono fatti passare nella *Torre di Gay-Lussac*, analoga a quella di Glover; dall'alto della torre gocciola l'acido solforico proveniente dalla Torre di Glover che scioglie i vapori nitrici, e la miscela viene spinta nella Torre di Glover. I vapori nitrici prodotti dalle pentole a nitro servono a sostituire le perdite, perchè una certa quantità di vapori nitrici nelle camere di piombo si scioglie nell'acido solforico che si produce.

f) L'acido solforico che esce dalle camere è impuro, rossiccio, perchè oltre i vapori nitrici suddetti, contiene tracce di ferro, arsenico, rame, piombo, ecc., inoltre contiene molta acqua, circa il 40%. Viene quindi concentrato scaldandolo dapprima in caldaie di piombo, poi in recipienti di porcellana o materiale affine, perchè il piombo stesso viene intaccato dall'acido concentrato e caldo. Le impurezze vengono eliminate con speciali procedimenti chimici.

II. Processo catalittico. — Questo procedimento, meno diffuso, si basa sull'azione catalittica del platino nel far combinare l'ossigeno all'anidride solforosa. Si fa pervenire l'anidride solforosa proveniente dai forni a pirite, mescolata a molta aria, in tubi contenenti amianto platinato alla temperatura di 400°: si forma così anidride solforica che viene fatta assorbire da acido solforico concentrato il quale si trasforma in acido disolforico $H_2S_2O_7$ che per aggiunta di acqua dà acido solforico:

1° *tempo* $SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7$

2° *tempo* $H_2S_2O_7 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4$:

non si fa combinare l'anidride solforica direttamente con l'acqua, perchè in tal caso una parte notevole andrebbe dispersa allo stato gassoso. Con questo procedimento si ottiene senz'altro un acido quasi puro, molto denso, oleoso, detto per tal motivo *oleum*, o *acido solforico fumante*.

Proprietà fisiche. — L'acido solforico commerciale è di color giallo-bruno, e viene talora chiamato con nome antico *olio di vetriolo:* il puro è invece incoloro. L'aspetto è oleoso: ha peso spec. 1,85, bolle a 330°.

Proprietà chimiche. — Tipica è la grande affinità che esso ha con l'acqua, con la quale si mescola con grande sviluppo di calore; per tal motivo se si fanno gorgoliare dei gas nell'acido solforico essi vengono perfettamente essiccati: la sua avidità di acqua è tale che in contatto con sostanze organiche (specialmente gli idrati di carbonio che contengono idrogeno ed ossigeno nei rapporti 2:1) le decompone per appropriarsi l'idrogeno e l'ossigeno in modo da carbonizzarle: così se mettiamo in contatto coll'acido dello zucchero, del legno, del cotone, della carta, dell'amido, ecc. vedremo che queste sostanze tosto anneriscono.

L'acido solforico intacca quasi tutti i metalli, eccetto l'oro e il platino: alcuni metalli però sono intaccati a freddo e con acido solforico diluito, come il ferro, lo zinco, l'alluminio, dando origine ai rispettivi solfati e sviluppo di idrogeno (come abbiamo già visto parlando della preparazione dell'idrogeno).

Altri metalli come il piombo, l'argento, il rame, il mercurio, sono intaccati solo a caldo (oltre 200°) e solo dall'acido solforico concentrato; in tal caso però l'idrogeno non si sviluppa, ma decompone l'acido solforico formando acqua ed anidride solforosa.

L'acido solforico reagisce pure con numerosi ossidi, idrossidi e sali, per dare sempre origine a solfati: essendo bibasico si potranno avere sali neutri e sali acidi ossia *solfati* e *bisolfati:* il sale più comune che trovasi in natura è il solfato di calcio idrato (gesso) del quale parleremo trattando dei sali di calcio.

Usi. — L'acido solforico è l'acido più usato nelle industrie chimiche ed è quindi prodotto in grande quantità: serve nella fabbricazione dei concimi chimici detti perfosfati, della soda, della maggior parte degli acidi inorganici e organici, del solfato di rame, di esplosivi, di sostanze coloranti, ecc. La produzione italiana raggiunge quasi il milione e mezzo di tonnellate; con un consumo di circa mezzo milione di tonnellate di pirite, ricavata da miniere italiane.

AZOTO (1)

simb. N; form. N_2; peso at. 14; val. 3. 5. (rar. 1. 2. 4.).

STATO NATURALE. — Si trova allo stato libero nell'aria, della quale forma i $^4/_5$ in volume. Combinato costituisce specialmente l'ammoniaca, i nitrati, e le sostanze organiche proteiche.

PREPARAZIONE. — 1° Si può ottenere azoto facendo bruciare fosforo nell'aria di un recipiente chiuso. L'esperienza si eseguisce capovolgendo una campana di vetro sopra una bacinella d'acqua sulla quale trovasi sostenuta una capsula contenente del fosforo al quale si dà fuoco (fig. 104), allora esso brucia a spese dell'ossigeno dell'aria, formando vapori di anidride fosforosa e fosforica che si sciolgono nell'acqua formando i rispettivi acidi, finchè quando tutto l'ossigeno dell'aria è consumato, il fosforo si spegne: contemporaneamente l'acqua nella campana sale di circa un quinto del volume, ed i $^4/_5$ di volume che restano sono in massima parte azoto.

FIG. 104. - Preparazione dell'azoto colla combustione del fosforo in aria limitata.

2° Si può anche ottenere azoto facendo passare dell'aria entro un tubo contenente del rame rovente il quale si ossida a spese dell'ossigeno, lasciando in libertà l'azoto che si può raccogliere sotto una campana.

Naturalmente con questi due metodi non si ottiene dell'azoto puro, ma mescolato ancora agli altri gas rari che in minima parte costituiscono l'aria oltre l'ossigeno e l'azoto.

3° L'azoto commerciale si ottiene per distillazione frazionata dell'aria resa liquida, come abbiamo già visto parlando dell'ossigeno (vedi pag. 79).

PROPRIETÀ FISICHE. — L'azoto è un gas incoloro, insaporo, inodoro, un po' più leggero dell'aria (p. spec. 0,97); raffreddato dà un liquido che bolle a —194° e solidifica a —214°. È meno solubile in acqua dell'ossigeno (circa 1,5 per cento in volume).

PROPRIETÀ CHIMICHE. — L'azoto è un gas inerte, tanto che Lavoisier lo chiamò appunto azoto per indicare che è senza vita. Non brucia, non mantiene la combustione nè la respirazione per quanto

(1) Dal greco *a* privativo e *zoé* = *vita*, perchè non mantiene la respirazione.

non sia velenoso. Spontaneamente non si unisce con le varie sostanze, tantochè nessuna sostanza si altera all'aria per azione dell'azoto, anzi alcune sostanze possono essere conservate tenendole immerse in azoto puro. In speciali condizioni, può dar luogo a composti di notevole importanza: così con scariche elettriche a temperatura elevatissima si può far combinare direttamente con l'ossigeno ottenendo della ipoazotide NO_2 (dalla quale si passa all'acido nitrico ed ai nitrati), ovvero col carbonio dando un gas velenosissimo detto cianogeno (CN_2), ovvero col carburo di calcio dando un concime azotato importante detto calciocianamide $CaCN_2$; si è pure riusciti a farlo combinare direttamente con l'idrogeno, ottenendosi ammoniaca NH_3 detta quindi sintetica, dalla quale per ossidazione si ottiene l'acido nitrico e da questo i nitrati.

Usi. — Oggi l'azoto, ottenuto dall'aria atmosferica, ha assunto una importanza grandissima pei prodotti che da esso si riesce ad ottenere: la sua importanza è *industriale* per l'ammoniaca che trova larghissime applicazioni, *bellica* per l'acido nitrico usato nella fabbricazione degli esplosivi, *agricola* per il nitrato di calcio, e la calciocianamide che sono ottimi concimi di largo consumo. In Italia l'industria dell'azoto atmosferico è fiorentissima; annualmente vengono sottratti all'atmosfera milioni di quintali di questo gas che vengono trasformati in altrettanti prodotti ed è importante mettere in rilievo l'interesse economico nazionale di questa industria elettro-chimica sorta in questi ultimi anni, inquantochè prima l'Italia dipendeva dall'estero per la maggior parte di queste materie prime.

ARIA ATMOSFERICA

L'aria era creduta dagli antichi un elemento, che insieme agli altri elementi, acqua, terra, fuoco, desse origine a tutte le altre sostanze. I primi dubbi sulla composizione dell'aria sorsero solo nel secolo XVI e XVII in seguito ad esperienze ed osservazioni fatte da Paracelso e da Boyle, osservando l'aumento che alcuni corpi subivano scaldati all'aria, e notando come avviene la combustione e la respirazione in un ambiente chiuso con aria limitata. Fu però Lavoisier il primo che con un'esperienza rimasta classica dimostrò verso il 1770 la vera composizione dell'aria.

Esperienza di Lavoisier. — Lavoisier prese un alambicco o storta di vetro (fig. 105) nella quale pose del mercurio, quindi ne unì il collo con un tubo ripiegato ad U che fece passare in una vaschetta piena di mercurio sulla quale capovolse una campana piena d'aria:

l'aria della campana comunicava mediante il tubo con l'aria contenuta nella storta. Ponendo quindi la storta sopra un fornello e scaldando il mercurio, osservò che a poco a poco la superficie del mercurio contenuto nella storta si copriva di uno strato di polvere rossa, mentre contemporaneamente il mercurio saliva nella campana, indicando che il volume dell'aria andava diminuendo. Protrasse In tal modo l'operazione per dodici giorni, finchè constatò che il livello del mercurio restava costante ed il volume dell'aria non diminuiva. Ad esperienza così ultimata potè misurare che l'aria era diminuita di $^1/_5$ del suo volume: mettendo quindi nel gas rimasto una candela, vide che si spegneva, mettendovi un animaletto, vide che moriva asfissiato: per tal motivo Lavoisier chiamò questo gas azoto.

Fig. 105. - 1° Esperienza di Lavoisier
(*S* storta con mercurio; *F* focolaio; *T* tubo di efflusso; *C* campana capovolta; *V* vaschetta piena di mercurio).

In una seconda esperienza (fig. 106) prese la polvere rossa ottenuta, e dopo averla pesata la scaldò fortemente in un tubo in modo di raccogliere il gas che si sviluppava sotto una campana piena d'acqua e capovolta nell'acqua.

In tal modo dalla polvere rossa riottenne mercurio, sotto la campana raccolse un gas il cui volume corrispondeva al quinto che era stato assorbito nella prima esperienza. Mettendo quindi una candela accesa nel gas ottenuto vide che bruciava rapidamente con grande luminosità, un animale respirava attivamente! Lavoisier chiamò questo gas ossigeno (dal greco *ozús* acido e *gennau* pro-

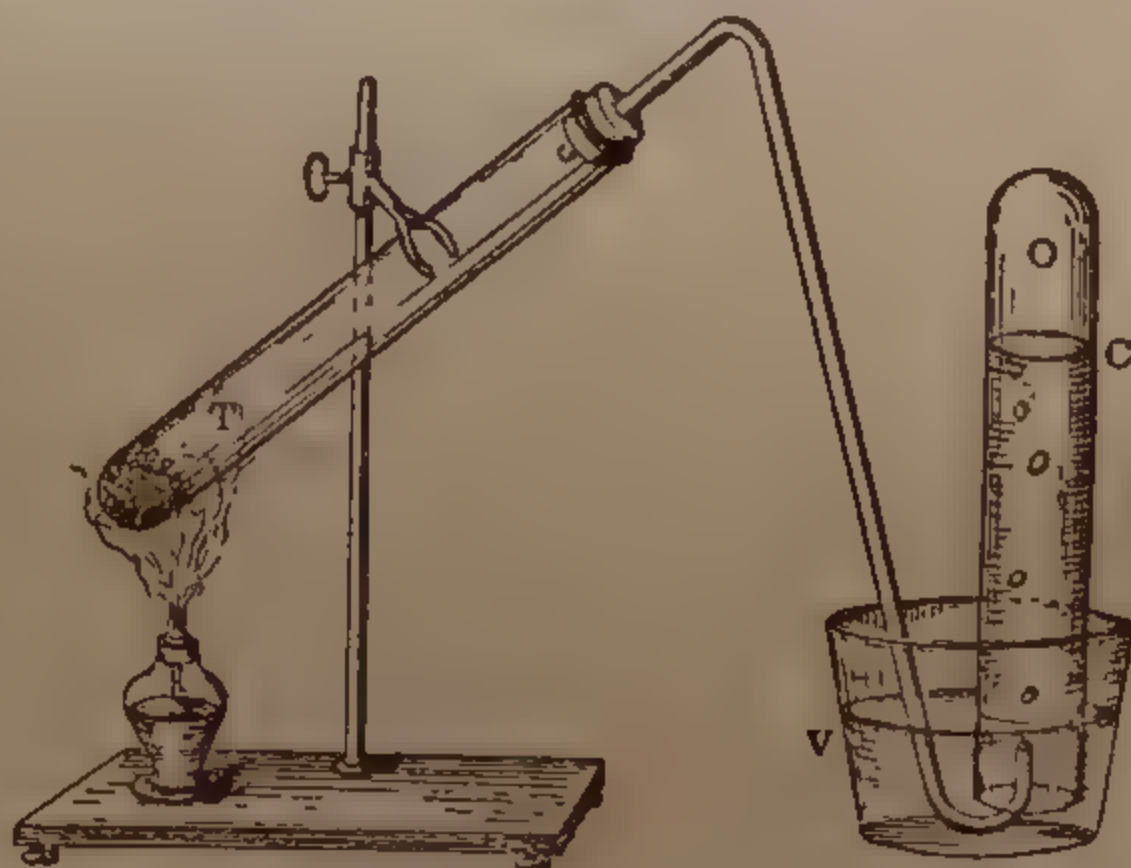



Fig. 106. - 2° Esperienza di Lavoisier
(*T* tubo contenente l'ossido di mercurio; *C* campanella capovolta; *V* vaschetta piena d'acqua; *O* ossigeno).

durre, credendo che questo gas fosse uno dei principali generatori di acidi).

Con questa esperienza, Lavoisier dimostrò pel primo che l'aria non era un corpo semplice, ma era formata da $^1/_5$ di ossigeno e $^4/_5$ di azoto.

Composizione in volume. — Ulteriori esperienze condotte sino ai giorni nostri con metodi sempre più rigorosi o coi mezzi più svariati, permisero di stabilire che l'aria è un miscuglio contenente oltre ossigeno ed azoto, piccole quantità di altri gas e sostanze. Il seguente specchietto riassume le percentuali in volume:

Componenti in quantità costante	azoto 78,06 %	
	ossigeno 20,9 %	
	gas rari 1 %	elio neo cripto xeno argo 0,94 %
Componenti in quantità variabile	anidride carbonica 0,02-0,04 % vapore acqueo pulviscolo atmosferico	
Componenti accidentali	anidride solforosa ammoniaca nitrato d'ammonio ozono idrogeno solforato, ecc.	

Composizione in peso. — Le percentuali in peso sono alquanto diverse e precisamente:

azoto	75,51 %
ossigeno	23,14 %
gas rari	1,29 %
anidride carbonica	0,04 %.

I *gas rari* furono scoperti nell'aria solo dopo il 1895; essi sono presenti in quantità minime, eccetto l'argo che forma 0,94 %; si chiamano pure *gas nobili* perchè non si combinano con altri elementi, ossia sono zerovalenti. Essi nell'aria sono contenuti, come risulta dalle percentuali, in quantità minime, tuttavia colla distillazione frazionata dell'aria liquida oggi se ne ottengono notevoli quantità, che

trovano importanti e svariate applicazioni. Così l'argo è utilizzato per riempire le lampadine elettriche a filamento metallico (invece di lasciarvi il vuoto, o di riempirle di azoto). L'elio è molto ricercato, e se non fosse il suo prezzo elevatissimo, si utilizzerebbe più ampiamente per riempire i dirigibili, essendo leggero quasi quanto l'idrogeno, ma non infiammabile ed esplosivo come questo. L'elio è pure usato per costruire termometri a gas per misurare temperature bassissime, essendo uno dei gas più difficilmente liquefacibili. L'elio, oltrechè nell'aria è contenuto in alcune sorgenti naturali, dalle quali si può ricavare: le più ricche sono quelle degli Stati Uniti (Texas e Kansas) i quali infatti sono gli unici che finora usarono l'elio per dirigibili: in Italia se ne trova pure in piccole quantità in sorgenti naturali a Salsomaggiore e nei soffioni boraciferi.

L'*anidride carbonica* che trovasi nell'aria proviene da tutte le respirazioni animali e vegetali, dalle combustioni, fermentazioni, putrefazioni, emanazioni vulcaniche, ecc. che si verificano sulla Terra, quindi dovrebbe sempre aumentare la sua percentuale, ma ciò non avviene, perchè i vegetali l'assimilano nella funzione clorofilliana trasformandola in sostanze organiche. La percentuale nell'aria della campagna è di circa 3 parti su 10.000 parti d'aria (in volume), nell'aria delle città sale a 6 parti, ma nelle abitazioni se ne può trovare assai di più.

Il *vapor acqueo* varia continuamente secondo la temperatura e la presenza di acqua che evapora: è maggiore quando fa caldo, diminuisce col freddo, perchè precipita sotto forma di nebbia o di pioggia. Si può determinare la quantità di vapor acqueo facendo passare l'aria in un tubo ad U pieno di cloruro di calcio anidro ed esattamente pesato; questo assorbe tutta l'umidità, ed il peso aumenta. Nella composizione dell'aria le percentuali dei singoli gas sono riferite all'aria secca.

Il *pulviscolo atmosferico* si vede molto bene quando in una stanza oscura arriva un raggio di sole, perchè in tal caso la luce viene riflessa dai piccolissimi corpuscoli sospesi nell'aria. La quantità e la qualità del pulviscolo varia secondo i luoghi; in una fabbrica per esempio, esso conterrà in prevalenza particelle delle sostanze trattate anche vetro, acciaio, prodotti chimici, ecc.; in genere il pulviscolo contiene sostanze inorganiche od organiche morte, come polvere del terreno, filuzzi di tessuti, rifiuti di strada, ecc., ed in quantità notevole corpi viventi, come spore, polline, e microrganismi (fermenti, bacteri, bacilli, ecc.); a ciò si debbono le fermentazioni e le putrefazioni delle sostanze esposte all'aria, il pericolo delle infezioni delle ferite, la diffusione di molte malattie.

I *componenti accidentali* debbono la loro presenza a cause svariate quali le industrie, le emanazioni vulcaniche, le decomposizioni e fermentazioni, ecc., quindi la quantità e qualità di questi gas è variabilissima, e di essi non si tiene calcolo nella composizione normale dell'aria.

L'ARIA È UN MISCUGLIO. — Per quanto la composizione dell'aria sia in rapporti abbastanza costanti, tuttavia essa non è un composto, ma un semplice miscuglio pei seguenti motivi:

1° La composizione non è assolutamente fissa, essa varia di mano in mano che ci si eleva in altitudine, diminuendo l'ossigeno (che come vedemmo è alquanto più pesante) ed aumentando la percentuale d'azoto, sinchè oltre gli 11 mila metri circa non vi è più che azoto. Inoltre anche se i rapporti in peso fossero fissi, essi non corrispondono a multipli o sottomultipli intieri dei rispettivi pesi atomici.

2° I singoli gas mantengono inalterate le proprie caratteristiche; infatti ciascuno si scioglie nell'acqua in rapporto alla sua solubilità, ciascuno agisce chimicamente sui corpi per proprio conto, e nell'aria liquida ogni gas bolle a temperatura sua propria.

3° Se si unisce un volume di ossigeno e 4 volumi di azoto si ottiene una miscela identica all'aria, senza che avvenga assorbimento o sviluppo di calore, diminuzione od aumento di volume, cioè senza quei fenomeni fisici che accompagnano generalmente le reazioni chimiche.

PROPRIETÀ. — L'aria è un gas incoloro, ma azzurro in grande massa (colore del cielo), inodoro ed insaporo; è preso come termine di riferimento per la densità dei gas; un litro d'aria a 0° ed a una pressione atmosferica pesa gr. 1,3 circa, abbiamo già visto che rispetto all'idrogeno è 14,4 volte più pesante. Si scioglie nell'acqua fredda ma in maggior quantità l'ossigeno che non l'azoto. È cattiva conduttrice del calore e della elettricità, specialmente se priva di vapore acqueo. Abbiamo già visto parecchie volte che può essere ridotta liquida; in questo stato ha l'aspetto dell'acqua, un po' azzurra, e può essere conservata parecchio tempo ma in recipienti aperti e non conduttori del calore (vasi di Dewar): a —140° ritorna di colpo allo stato gassoso con esplosione. Si mette in commercio in bombole fortemente compressa.

USI. — Abbiamo già visto che rappresenta la materia prima che fornisce l'ossigeno, l'azoto ed alcuni gas rari. Compressa si usa per far funzionare freni, perforatrici, ecc., nei sottomarini.

Composti dell'azoto.

Ammoniaca NH_3. — Stato naturale. — In piccola quantità l'ammoniaca esiste libera in natura; essa si forma nella decomposizione delle sostanze organiche azotate come per es. dell'orina; e facilmente combinandosi dà origine a sali di ammonio che trovansi nel terreno e nelle acque.

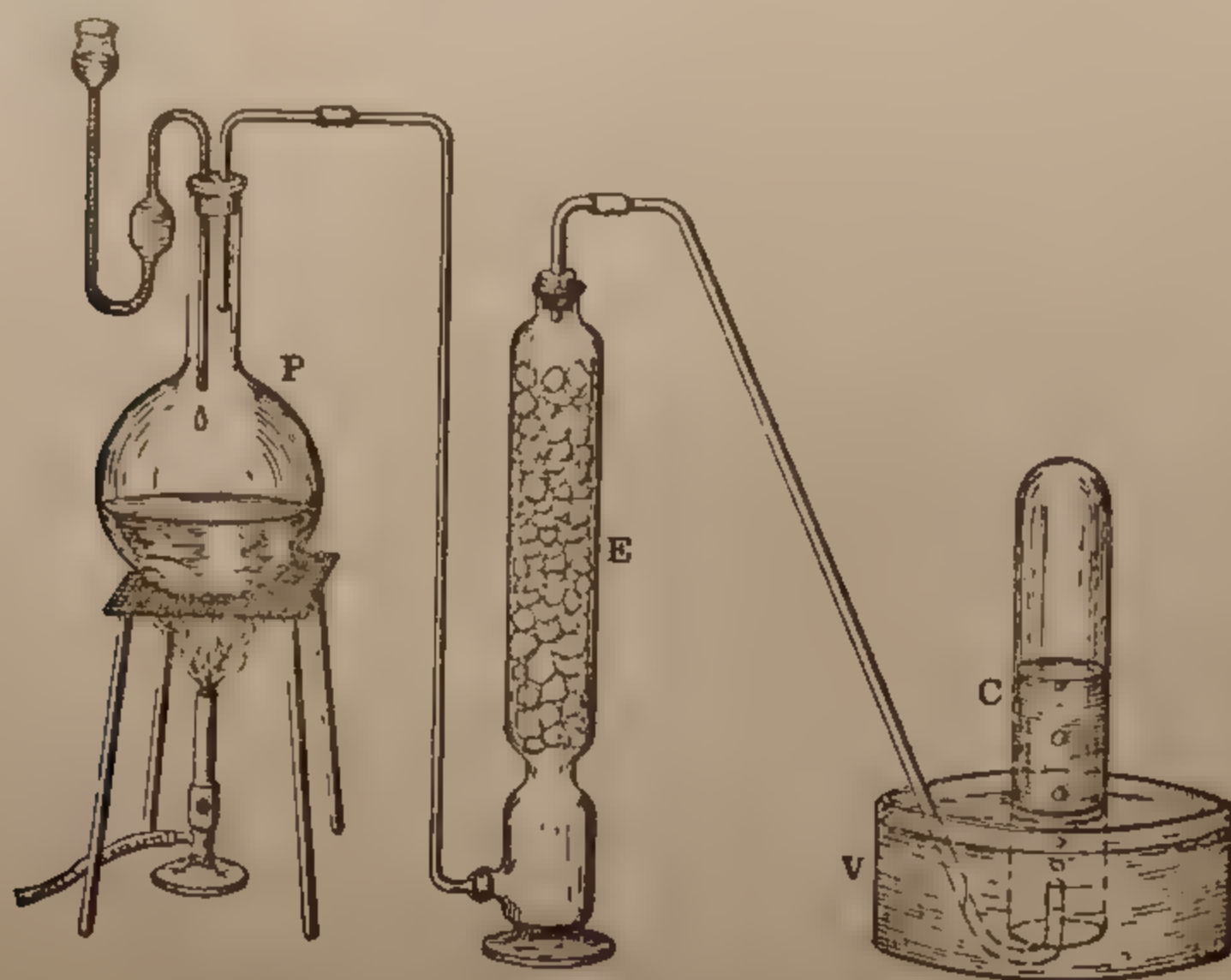



Fig. 107. - Preparazione dell'ammoniaca
(*P* pallone; *E* tubo di essiccaggio; *C* campanella capovolta; *V* vaschetta).

Preparazione. — 1° Oggi quasi tutta l'ammoniaca del commercio si ottiene sinteticamente per combinazione diretta dell'idrogeno coll'azoto fortemente compressi e per l'influenza di catalizzatori.

La produzione italiana supera le 60 mila tonnellate annue.

2° In laboratorio si può ottenere scaldando in una storta una miscela di cloruro d'ammonio e idrossido di sodio (fig. 107):

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3$$

3° Industrialmente si produce una certa quantità di ammoniaca dalle acque di lavaggio del gas luce. Quando si distilla il carbon fossile per ottenerne il gas luce, si forma pure una notevole quantità di ammoniaca che viene trattenuta dall'acqua nella quale si fa passare il gas per lavarlo: da queste acque di lavaggio si mette in libertà

l'ammoniaca aggiungendo calce, quindi riscaldando. Oggi si preferisce utilizzare queste acque per ottenere dei sali d'ammonio usati come concime in agricoltura.

Proprietà fisiche. — È un gas incoloro di odore tipico irritante, lacrimogeno, assai più leggero dell'aria (dens. 0,59); a pressione ordinaria diventa liquido a —33°, e solido bianco cristallino a —75°; quando è liquido bolle assorbendo all'ambiente esterno una gran quantità di calore (330 calorie per grammo) in modo da produrre un intenso raffreddamento. L'ammoniaca è solubilissima in acqua; a +15° se ne sciolgono 730 volumi in un volume di acqua, a 0° se ne sciolgono sino 1148 volumi.

Proprietà chimiche. — Si ammette però che l'ammoniaca sciolta in acqua formi con essa un vero composto detto idrossido di ammonio:

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4OH$$

quindi quella che chiamasi comunemente ammoniaca, usata nell'industria, in farmacia, ecc. e che trovasi in commercio, è esattamente una soluzione di idrossido d'ammonio: questo però spontaneamente si decompone emettendo ammoniaca gassosa, e la scomposizione è accelerata col riscaldamento (ciò è indicato dal segno invertito nella equazione stampata sopra).

L'ammoniaca gassosa perfettamente secca è inattiva; in presenza di vapor acqueo (che esiste sempre nell'aria) o sciolta in acqua si comporta come una base abbastanza energica; le cartine di tornasole sono molto sensibili alla sua azione. L'ammoniaca brucia solo nell'ossigeno puro (non nell'aria) dando azoto e vapor acqueo:

$$2NH_3 + 3O \rightarrow 3H_2O + N_2$$

Oggi ha importanza l'ossidazione dell'ammoniaca che permette la fabbricazione industriale dell'acido nitrico: ciò si ottiene facendo passare una miscela di ammoniaca gassosa e ossigeno entro tubi contenenti spugna di platino rovente, che ha azione catalittica:

$$NH_3 + 2O_2 \rightarrow HNO_3 + H_2O$$

La trasformazione dell'ammoniaca in acido nitrico, ha pure grande importanza in natura; essa avviene nel terreno spontaneamente per azione di microrganismi ossidanti, a spese dell'ammoniaca che si sviluppa nella fermentazione di sostanze organiche azotate. L'acido nitrico che si forma si combina col carbonato di calcio del terreno, formando nitrato di calcio, sale necessario alla vita delle piante.

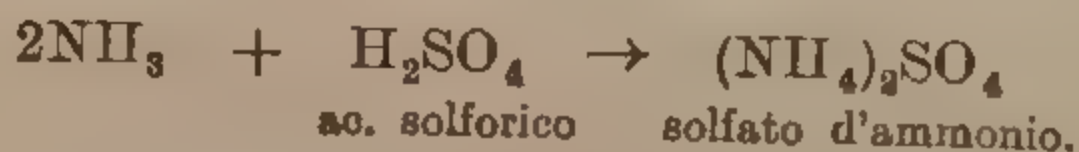
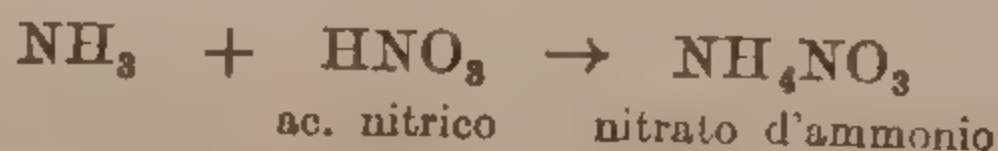
L'ammoniaca si unisce integralmente agli acidi formando dei sali detti *sali d'ammonio*. Se noi accostiamo due bicchierini di vetro, uno contenente una soluzione di acido cloridrico, l'altro una soluzione di idrossido d'ammonio, l'ammoniaca gassosa che si sviluppa si combina nell'aria con l'acido cloridrico gassoso dando densi fumi bianchi i quali non sono altro che minutissime particelle solide di cloruro d'ammonio (fig. 108):

FIG. 108. - Fumi di cloruro d'ammonio (*c*), prodotti da acido cloridrico (*a*) e da ammoniaca (*b*).

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

Analogamente si unisce con altri acidi per dare i rispettivi sali, così:

$$\underset{}{NH_3} + \underset{\text{ac. nitrico}}{HNO_3} \rightarrow \underset{\text{nitrato d'ammonio}}{NH_4NO_3}$$

$$2NH_3 + \underset{\text{ac. solforico}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{solfato d'ammonio.}}{(NH_4)_2SO_4}$$

Confrontando questi sali con altri cloruri, nitrati, solfati, osserviamo che il gruppo NH_4 tiene il posto di un metallo monovalente, per esempio del sodio Na, del quale si avrebbero i seguenti sali analoghi: NaCl, $NaNO_3$, Na_2SO_4; il *gruppo* NH_4 *detto ammonio ha quindi funzione metallica monovalente:* i suoi sali sono simili ai sali dei metalli.

USI. — L'ammoniaca viene messa in commercio in soluzione, cioè allo stato di idrossido d'ammonio, ovvero pura liquida in bombole sotto pressione. Se si vuol tenere dell'ammoniaca liquida fredda, come per qualunque altro gas liquefatto si usano i vasi di Dewar a doppia parete col vuoto (fig. 109). Viene usata in grandi quantità nella fabbricazione della soda (carbonato sodico), dei saponi, dell'acido nitrico, dei sali d'ammonio, nelle lavanderie, nelle tintorie, nelle fabbriche di colori, nella preparazione di concimi. Un impiego importante trova nella fabbricazione del ghiaccio artificiale e quindi anche nella produzione di freddo pei frigoriferi che si trovano nei bastimenti, nei porti, in molte industrie e magazzini dove vengono conservate sostanze alimentari affinchè non si alterino: il principio si basa sul calore assorbito nella evaporazione dell'ammoniaca liquida. La figura 110 dimostra l'apparecchio schematico: nel cilin-

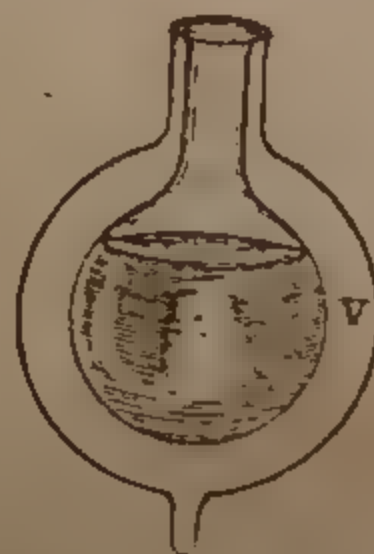



FIG. 109. - Vaso di Dewar (*V* vuoto).

dro A si trova ammoniaca gassosa, che viene spinta per mezzo della valvola V_1 (mentre V_2 e V_3 sono chiuse) nel tubo a serpentino che passa nella vasca A dove scorre dell'acqua fresca: quivi per la pressione esercitata dallo stantuffo l'ammoniaca si liquefa e l'acqua fresca corrente assorbe il calore che si produce; quindi si chiude la valvola V_1 e si aprono le V_2 e V_3 mentre lo stantuffo fa una corsa in senso opposto producendo rarefazione, in modo che l'ammoniaca liquida passata nel serpentino della vasca B, immediatamente evapora ritornando gassosa: ciò produce un raffreddamento di 5-6 gradi sotto zero nell'acqua che circonda il serpentino nella vasca B, ma ciò non ostante quest'acqua non gela, contenendo disciolto 30% di cloruro di calcio. Questa soluzione fredda uscendo dal tubo b_1 viene fatta circolare in un serbatoio che contiene dei cilindri pieni di acqua potabile la quale solidificherà, quindi per b ritorna nella stessa vasca B: se si vuol raffreddare un ambiente, si fanno passare in questo dei tubi simili a quelli dei termosifoni nei quali circola la soluzione gelata.

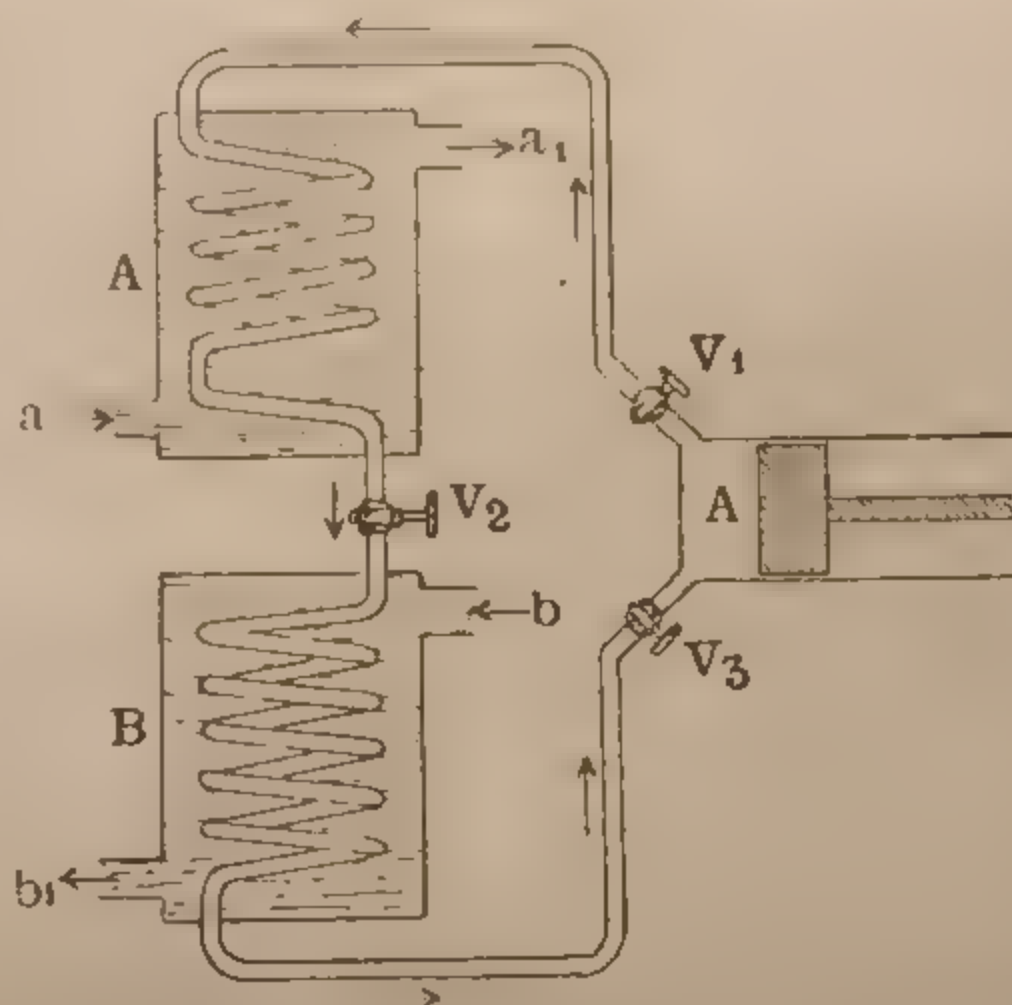



Fig. 110. - Schema per la produzione di freddo con l'ammoniaca.

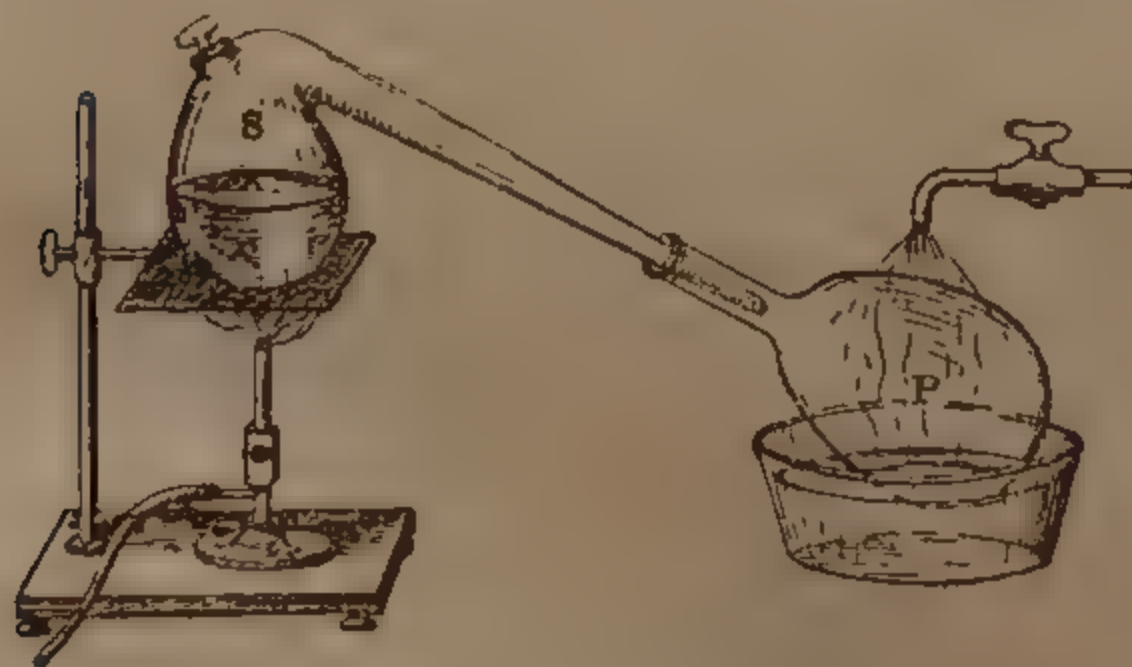



Fig. 111. - Preparazione dell'acido nitrico (S storta; P pallone).

Acido nitrico HNO_3. — Stato naturale. — In natura non esiste allo stato libero, ma combinato con metalli allo stato di nitrati, dei quali il più abbondante è il nitrato di sodio: nel terreno si trovano dei nitrati che si formano per un processo detto di *nitrificazione* delle sostanze organiche azotate dovuto a speciali microrganismi,

con formazione prima di ammoniaca poi di acido nitroso e finalmente di acido nitrico.

PREPARAZIONE. — 1° Si prepara scaldando il nitrato di sodio con acido solforico in una storta di vetro (fig. 111) e condensando i vapori che se ne ottengono in un pallone di vetro raffreddato con acqua:

$$NaNO_3 \; + \; H_2SO_4 \; \rightarrow \; NaHSO_4 \; + \; HNO_3$$

2° Industrialmente, si ottiene *a*) facendo combinare direttamente l'azoto con l'ossigeno mediante l'arco voltaico e trattando l'ipoazotide NO_2 che se ne ottiene con acqua.

b) Ovvero ossidando l'ammoniaca sintetica colla reazione già vista a pag. 119.

PROPRIETÀ FISICHE. — Quando è puro, è liquido, incoloro, di dens. 1,52, bolle a 86° e solidifica a —40°. L'acido nitrico concentrato del commercio contiene il 68% di acido e 32% di acqua, ha densità 1,42 e bolle a 120°, viene ancora chiamato *acqua forte*. L'acido nitrico fuma all'aria ed alla luce ingiallisce.

PROPRIETÀ CHIMICHE. — L'acido nitrico già debolmente all'azione della luce, e fortemente se scaldato, si decompone in vapore acqueo, in ossigeno atomico nascente ed in ipoazotide alla quale si deve l'ingiallimento dell'acido:

$$2HNO_3 \; \rightarrow \; 2NO_2 \; + \; H_2O \; + \; O$$

per questa stessa reazione l'acido nitrico si comporta come energico ossidante.

I metalli sono tutti intaccati dall'acido nitrico (eccetto oro e platino), ma non si ha sviluppo d'idrogeno, poichè questo reagisce con altro acido nitrico dando ipoazotide.

L'acido nitrico mescolato con un volume triplo di acido cloridrico dà un liquido rosso fumante detto *acqua regia* che intacca tutti i metalli compreso l'oro ed il platino. L'azione dell'acqua regia è dovuta essenzialmente al cloro nascente che si sviluppa nella reazione insieme ad ossidi d'azoto.

L'acido nitrico si combina con molte sostanze organiche formando dei composti altamente esplosivi: basterà ricordare la dinamite (nitroglicerina), il cotone fulminante (nitrocellulosio), l'acido picrico (trinitrofenolo), ecc.

USI. — Si usa nella fabbricazione degli esplosivi suddetti, delle polveri senza fumo, dei colori d'anilina, della seta artificiale: si usa per incidere sul rame, nei laboratori di chimica, nelle fabbriche di acido solforico e concimi chimici (nitrato d'ammonio, e nitrato di calcio). Oggi l'Italia fabbrica tutto l'acido nitrico che le occorre.

* Composti ossigenati dell'azoto

Oltre l'acido nitrico che è il più importante, facciamo un breve cenno degli altri composti che l'azoto forma coll'ossigeno:

Ossido nitroso o *gas esilarante* N_2O. — È un gas incoloro, inodoro, che alimenta la combustione più dell'aria: respirato per breve tempo non è nocivo e dà una sensazione di ebbrezza. Si può ottenere scaldando il nitrato d'ammonio:

$$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2H_2O$$

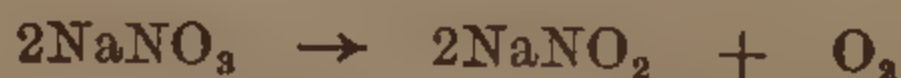
Ossido nitrico NO. — È un gas incoloro, instabile, poichè all'aria si trasforma in ipoazotide:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

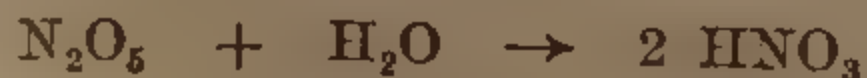
Si può ottenere per azione dell'acido nitrico su alcuni metalli Mantiene la combustione di alcune sostanze, come il fosforo.

Anidride nitrosa N_2O_3. — È un liquido azzurro, poco stabile: con acqua non dà acido nitroso, ma acido nitrico ed ossido nitrico.

Acido nitroso HNO_2. — Si può ottenere solo in soluzione diluita a bassa temperatura aggiungendo un acido alla soluzione di un nitrito: è instabile. Più conosciuti sono i suoi sali detti *nitriti*, che si ottengono per riscaldamento dei nitrati:

$$2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$$

anch'essi poco stabili tendendo ad ossidarsi per diventare nitrati.

Anidride nitrica N_2O_5. — È un solido cristallino che non si può conservare perchè si scompone esplodendo. Si combina con acqua dando acido nitrico:

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3$$

Ipoazotide NO_2. — È un gas denso, pesante, rosso, scuro, velenoso con odore soffocante, che colora in giallo la pelle: abbiamo già visto che si forma per decomposizione dell'acido nitrico e dei nitrati. Siccome coll'acqua forma acido nitroso e acido nitrico

$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

viene anche detta *anidride nitroso-nitrica* e le si può assegnare la formola N_2O_4 e perciò chiamarla anche *Tetrossido d'azoto*.

FOSFORO (1)

simb. P; form. P_4; peso at. 31; val. 3. 5.

Stato naturale. — Non esiste libero in natura: esso è invece diffuso nei composti organici, e nelle ossa; nel terreno e in molte rocce trovasi sotto forma di fosfato di calcio: il suo più importante minerale è la *apatite* colla varietà *fosforite.*

Preparazione. — Il fosforo si prepara scaldando in un forno elettrico una miscela di fosfato di calcio, carbone e biossido di silicio (sabbia); si forma silicato di calcio, ossido di carbonio e vapori di fosforo; questi vengono raccolti sott'acqua, dove diventano solidi.

Proprietà fisiche. — I. ***Fosforo bianco.*** Il fosforo ottenuto col suddetto procedimento è un solido cereo incoloro che alla luce ingiallisce e per tal motivo dicesi anche *fosforo giallo:* fuori contatto dell'aria fonde a 44° e bolle a 290°: in contatto dell'aria brucia a 60 gradi, quindi va conservato sotto acqua nella quale è insolubile. È solubilissimo nel solfuro di carbonio. È velenosissimo; bastano quantità minori di gr. 0,15 per produrre la morte; anche i suoi vapori sono dannosissimi e producono la necrosi degli organi. Nel buio emette una debole luce detta fosforescenza. Ha odore agliaceo.

II. ***Fosforo rosso.*** Scaldando il fosforo bianco a 250° in recipiente privo di aria, si trasforma in uno stato allotropico, detto fosforo rosso, polvere di color rosso-mattone che si può conservare all'aria, perchè brucia solo a 250°: è insolubile in solfuro di carbonio: non è velenoso: non è fosforescente e non ha odore agliaceo.

Proprietà chimiche. — Il fosforo, sia rosso che bianco, si combina con l'ossigeno in modo vario: se l'ossidazione è lenta o con poco ossigeno, si forma anidride fosforosa P_2O_3; se invece è rapida o con molto ossigeno, cioè quando brucia all'aria, si forma anidride fosforica P_2O_5 e si ha sviluppo di luce e calore.

Il fosforo bianco brucia, come già si disse, a 60°, temperatura che si può raggiungere con l'attrito. Se però è in polvere finissima, brucia a temperatura ordinaria per la grande superficie di ossidazione che presenta: si può dimostrare ciò facendo una soluzione di fosforo bianco in solfuro di carbonio imbevendo poi una carta con questa soluzione: vedremo che appena la carta è asciutta, prende spontaneamente fuoco.

Il fosforo per l'affinità che ha con l'ossigeno riduce facilmente composti ossigenati: esso brucia anche nel cloro formando triclo-

(1) Dal greco *fos* = *luce* e *fero* = *porto,* per la debole luce che emette nell'oscurità.

ruro di fosforo PCl_3 o pentacloruro PCl_5. Si può combinare anche con metalli per formare dei fosfuri.

Usi. — L'uso più importante del fosforo è per la fabbricazione dei *fiammiferi*, che risale al 1805. I comuni fiammiferi sono formati da fuscelli di legno immersi per un certo tratto in zolfo, o da piccoli cerini, ai quali si fa aderire una capocchia formata da una pasta di piccole quantità di fosforo bianco, mescolato con sostanze che forniscono ossigeno (come clorato potassico, biossido di manganese, biossido di piombo, ecc.) e con sostanze facilmente combustibili (come destrina, colla, amido, solfuro d'antimonio, ecc.). Strofinando la capocchia su una superficie ruvida, pel calore prodotto, la pasta s'incendia e comunica l'accensione al fuscello.

Siccome però la fabbricazione di questi fiammiferi è nociva alla salute degli operai e presenta anche alcuni pericoli nell'uso comune, si vanno sostituendo con altri meno pericolosi detti *fiammiferi svedesi* o *di sicurezza*, nei quali la capocchia è formata da una pasta di clorato potassico e solfuro di antimonio con un po' di vetro polverizzato per aumentare l'effetto dello sfregamento: questa capocchia non si incendia spontaneamente da sè, o soffregata sopra una superficie qualunque, ma solo se soffregata su uno straterello aderente alla scatola formato da fosforo rosso.

Il fosforo viene inoltre impiegato nella fabbricazione di leghe metalliche, di alcuni composti chimici e farmaceutici e di sostanze coloranti.

Composti del fosforo.

*** Idrogeno fosforato** PH_3. — L'idrogeno fosforato o *fosfina* è un gas che si forma in natura nella decomposizione delle sostanze organiche contenenti fosforo: talora si possono formare contemporaneamente dei vapori di idrogeno fosforato liquido che in contatto con l'aria prendono fuoco spontaneamente. Questo fatto spiega le fiammelle che specialmente d'estate (il calore favorisce la decomposizione delle sostanze organiche) si osservano sprigionarsi dal terreno nei cimiteri di campagna. In laboratorio si ottiene per azione dell'acqua sul fosfuro di calcio; bisogna usare le dovute precauzioni, perchè la fosfina forma con l'aria un miscuglio esplosivo: quindi conviene scacciare l'aria dal pallone facendovi passare una corrente d'idrogeno prodotto con l'apparecchio di Kipp. L'idrogeno fosforato gassoso che si produce è mescolato a piccole quantità di vapore di idrogeno fosforato liquido che è spontaneamente infiammabile, quindi la miscela appena uscita dal tubo di sviluppo in contatto dell'aria

prende fuoco: se l'aria è tranquilla si formano degli anelli di fumo bianco che si innalzano e si seguono ruotando ed allargandosi (fig. 112). L'idrogeno fosforato gassoso è incoloro con forte odore nauseante di putrido e agliaceo, velenosissimo, insolubile in acqua.

* **Anidridi ed acidi del fosforo.** — Ossidando il fosforo a bassa temperatura in presenza di poco ossigeno si ottiene *anidride fosforosa* P_2O_3, solido bianco che si scioglie nell'acqua dando *acido fosforoso*, instabile, i cui sali diconsi *fosfiti*. Quando invece il fosforo brucia liberamente nell'aria, si forma della *anidride fosforica* P_2O_5 sotto

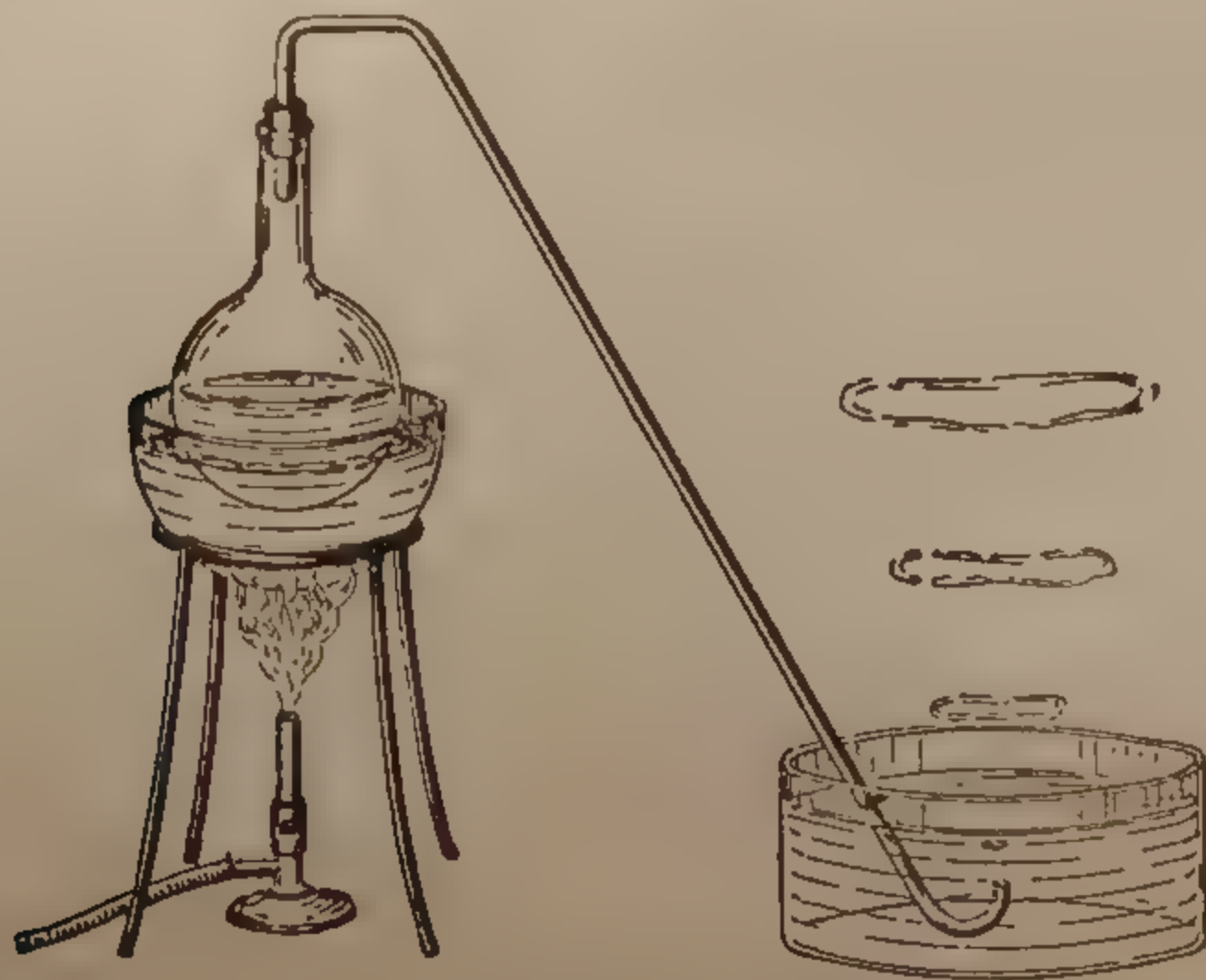



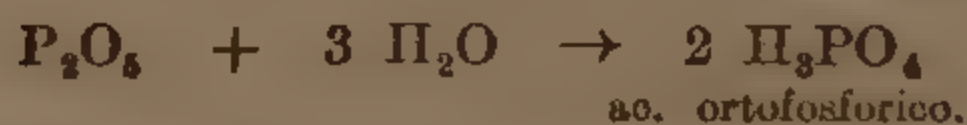
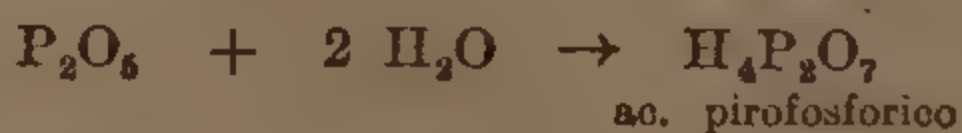
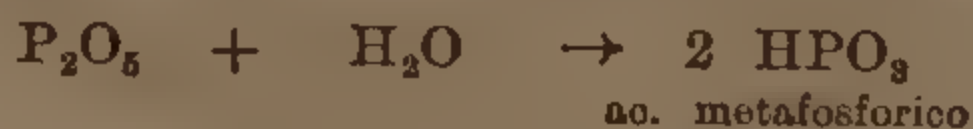
Fig. 112. - Preparazione dell'idrogeno fosforato.

forma di vapori che raccolti in un recipiente freddo si condensano in una massa bianca nivea fioccosa.

L'anidride fosforica reagisce con l'acqua energicamente, ma in modo vario, potendo dar origine ad *acido metafosforico* o ad *acido pirofosforico*, o ad *acido ortofosforico*, secondo le seguenti equazioni:

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow \underset{\text{ac. metafosforico}}{2\ HPO_3}$$

$$P_2O_5 + 2\ H_2O \rightarrow \underset{\text{ac. pirofosforico}}{H_4P_2O_7}$$

$$P_2O_5 + 3\ H_2O \rightarrow \underset{\text{ac. ortofosforico.}}{2\ H_3PO_4}$$

Fosfati. — L'acido ortofosforico, in genere dicesi semplicemente acido fosforico; può dare origine a tre tipi di fosfati, *mono-*

metallici, bimetallici e *trimetallici*, così per es. col sodio Na' e col calcio Ca'' dà rispettivamente i seguenti sali:

Na_3PO_4	Na_2HPO_4	NaH_2PO_4
fosfato trisodico	fosfato bisodico	fosfato monosodico
$Ca_3(PO_4)_2$	$CaHPO_4$	$Ca(H_2PO_4)_2$
fosfato tricalcico	fosfato bicalcico	fosfato monocalcico.

Il composto del fosforo più comune in natura è il fosfato tricalcico $Ca_3(PO_4)_2$ che costituisce in gran parte le ossa dei Vertebrati, ed un minerale detto *Apatite* che costituisce qualche raro giacimento (Canadà, Norvegia), e che si trova diffuso sotto forma di piccolissimi cristallini nelle rocce eruttive. Il terreno che proviene da queste rocce contiene per tal motivo i fosfati necessari alla vita delle piante.

Fosforite. — È un fosfato tricalcico non cristallizzato, terroso, mescolato con argilla, calcare, ossidi di ferro e spesso con frammenti di ossa. Ha quindi origine animale, cioè deriverebbe da antichissimi accumuli di ossami di vertebrati che col tempo si sono trasformati. Costituisce dei grandi giacimenti in Africa (specialmente Algeria e Tunisia) ed in America (Florida, Sud-Carolina); l'Italia possiede un giacimento a Kosseir sulle rive del Mar Rosso; ne abbiamo pure in Africa orientale.

È un minerale molto importante perchè costituisce la materia prima per l'industria del fosforo e dei concimi fosfatici.

Concimi fosfatici. Superfosfati. — La fosforite, come detto sopra è fosfato tricalcico; ma questo è insolubile in acqua. I concimi se si vuole che abbiano pronto effetto debbono essere solubili. A tale scopo l'industria trattando le fosforiti con acido solforico le trasforma in fosfato monocalcico solubile; questo prodotto che resta mescolato con argilla e solfato di calcio viene venduto col nome di *superfosfato* o *perfosfato*, e costituisce un concime di larghissimo consumo per l'agricoltura: in Italia se ne usano più di 15 milioni di quintali all'anno.

Un altro concime fosfatico ci è dato dalle *Scorie Thomas* che si ottengono nel processo di defosforazione della ghisa. Debbono essere macinate in polvere impalpabile, ed hanno un effetto più lento dei perfosfati. Il loro consumo da noi è assai diminuito anche pel fatto che in gran parte sono fabbricate all'estero.

* ARSENICO

simb. As; peso at. 74,96; val. 3. 5.

L'arsenico, si trova allo stato nativo, quindi è un minerale; si ricava pure dall'*arsenopirite*, dal *realgar* e dall'*orpimento*, che sono solfuri d'arsenico. È molto pesante, di colore grigio chiaro con lucentezza semimetallica. I composti artificiali sono: l'*anidride arseniosa* As_2O_3 che si forma bruciando l'arsenico, ed è una polvere bianca, solubile in acqua, velenosissima, chiamata impropriamente arsenico bianco; si usa in farmacia, in vetreria, nell'industria tinto-

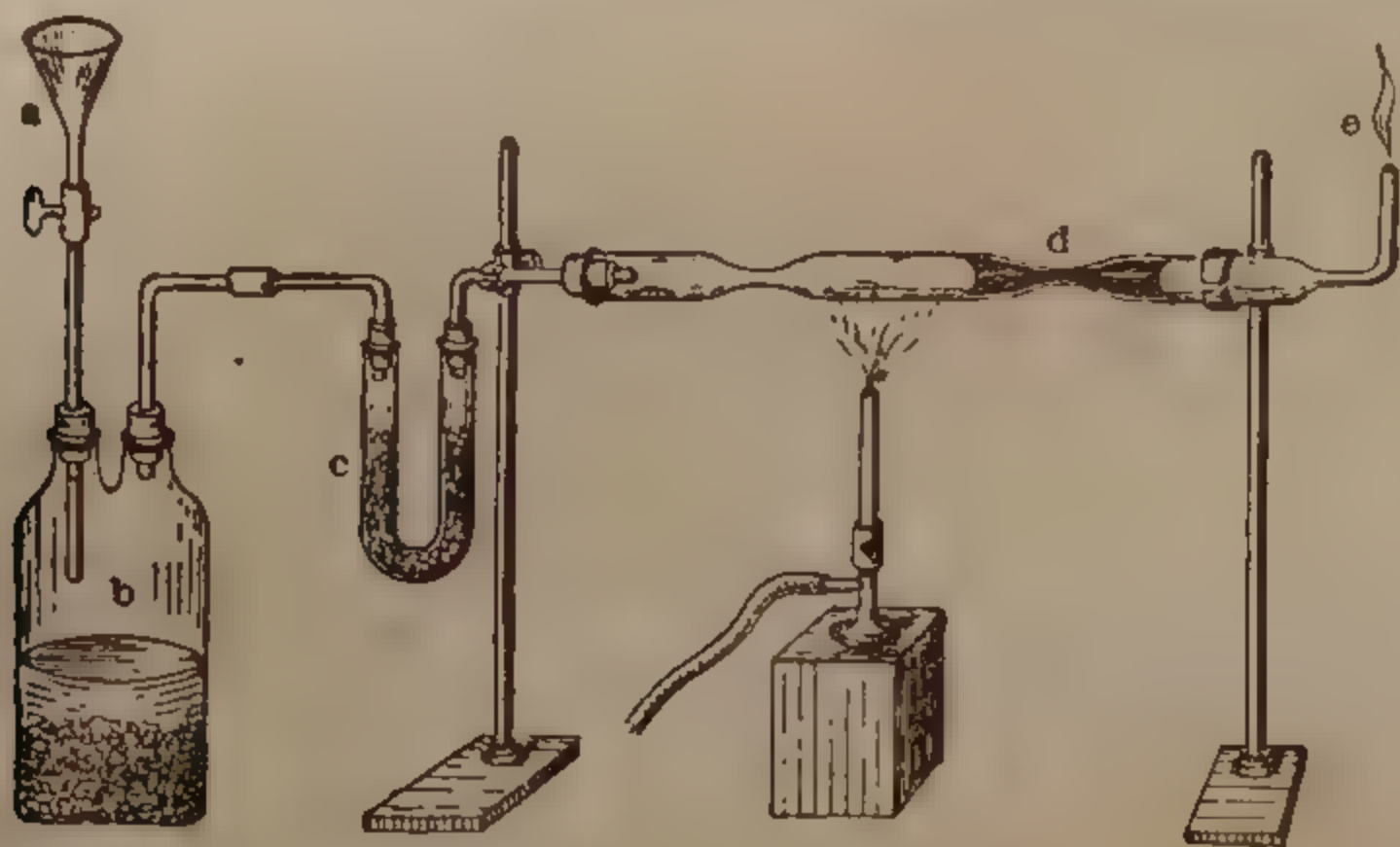



Fig. 113. - Apparecchio di Marsh per la ricerca dell'arsenico. (*a* imbuto a rubinetto; *b* bottiglia di Woulf; *c* tubo di essiccamento; *d* sublimato d'arsenico; *e* idrogeno che brucia).

ria, ecc. L'arsenico si combina pure con l'idrogeno formando l'*idrogeno arsenicale* AsH_3 gas con odore agliaceo velenoso, che scaldato si decompone in idrogeno e vapori di arsenico. Su questa proprietà è basata la ricerca dell'arsenico con l'apparecchio di Marsh (fig. 113): la sostanza nella quale si cerca l'arsenico si mette con acqua e pezzetti di zinco puro in una bottiglia di Woulf e vi si fa gocciolare acido solforico in modo che vi si formi idrogeno; questo allo stato nascente si combina coll'arsenico formando idrogeno arsenicale: il gas fatto passare in un tubo ad U di essiccaggio passa poi in un tubo di vetro con alcune strozzature, che è scaldato nel mezzo: allora se si è formato l'idrogeno arsenicale questo si scompone, e l'arsenico sublima nella strozzatura fredda del tubo formando un anello nero lucente.

L'arsenico serve per fare alcune leghe, per esempio col piombo per indurirlo per pallini da caccia. I suoi composti hanno applicazioni farmaceutiche.

* ANTIMONIO

simb. Sb; peso at. 121,76; val. 3. 5.

In natura è molto raro libero; si estrae da un suo minerale detto *Antimonite* o *Stibina* Sb_2S_3 che si trova anche in Italia nelle prov. di Cagliari, di Siena e di Grosseto. L'antimonio ha aspetto metallico; è buon conduttore del calore e dell'elettricità, tanto che si classifica anche tra i metalli, pur comportandosi come metalloide perchè forma anidridi ed acidi.

È bianco argenteo, fragile, brucia dando (come l'arsenico) fumi bianchi di anidride antimoniosa Sb_2O_3 ma inodori e non velenosi. È facilmente fusibile (630°).

Viene usato per fare leghe fusibili e per aumentare la durezza di altri metalli, come pei *caratteri da stampa;* con stagno forma il *metallo bianco.*

CARBONIO

simb. C; peso at. 12; val. 4.

Stato naturale. — Il carbonio è un elemento assai diffuso in natura, esso si trova: 1° *libero non combinato* in stati assai diversi fra loro (stati allotropici), come il *diamante* e la *grafite* ed i *carboni.*

2° Allo stato di *composti inorganici* fra i quali l'ossido di carbonio, l'anidride carbonica dell'atmosfera ed i carbonati.

3° Sotto forma di *composti organici*, i quali tutti lo contengono; questi sono numerosissimi, costituiscono un grande gruppo a sè che studieremo nella « Chimica organica ».

Minerali del carbonio.

Diamante. — *Carbonio puro.* Simb. C. Sistema *monometrico.*

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si trova in natura in ottaedri ed in esacisottaedri; questi hanno le facce leggermente convesse, in modo che i cristalli hanno aspetto sferico. La sfaldatura è perfetta secondo l'ottaedro. I cristalli hanno in genere piccola mole salvo rare eccezioni. Ha lucentezza adamantina vivissima, dovuta all'indice di rifrazione molto elevato: quando è lavorato il fuoco che acquista è dovuto al forte potere di dispersione della luce ed al mi-

nimo angolo limite, in modo che la luce penetrata nella pietra si riflette nell'interno della pietra stessa ed esce divisa nei suoi colori (fig. 114). Se è puro è perfettamente incoloro o può raramente presentare una leggera tinta azzurra o rosea che lo rende pregiatissimo; per contro può essere spesso leggermente giallo e ciò ne fa diminuire il valore. Talora si presenta in masserelle sferiche opache esternamente rugose, internamente a struttura cristallina disordinata: questa varietà dicesi *bort;* in commercio però si dà questo nome agli scarti della lavorazione del diamante. Un'altra varietà è il *carbonado* simile alla precedente ma nera, è una varietà che si spezza più difficilmente dei cristalli regolari, quindi molto pregiata per fare punte di trapani e corone per perforatrici. Il diamante come già sappiamo è il più duro dei minerali (dur. 10); ha peso spec. 3,52.

Fig. 114. - Taglio a brillante.
(1. Sezione con la via seguita da un raggio di luce; 2. Visto di sopra; 3. Visto di lato).

Proprietà chimiche. — All'aria non si altera; gli acidi e gli alcali non lo intaccano; scaldato fortemente nell'ossigeno puro brucia dando anidride carbonica (CO_2) senza lasciare cenere: il carbonado arriva a dare il 2% di ceneri.

Giaciture. — Il diamante pare che si sia formato per segregazione e cristallizzazione del carbonio sciolto in magmi eruttivi: esso si trova in due tipi di giacimenti: 1° in *giacimenti primari* entro rocce cristalline; in tal modo si trova nell'Africa australe inglobato in una roccia serpentina povera di quarzo (detta *kimberlite*) la quale riempie delle cavità imbutiformi di antichi vulcani.

Fig. 115. - Taglio a rosa.
(1. Visto di sopra; 2. Visto di lato).

2° In *giacimenti secondari alluvionali:* questi possono essere geo-

logicamente recenti, quando si trovano sciolti nelle alluvioni dei fiumi attuali; ovvero antichi quando si trovano cementati in ammassi detritici coperti da terreni più giovani. Appartengono a questo tipo i giacimenti dell'India, e quelli del Brasile dove i diamanti sono contenuti in una roccia quarzifera (detta *itacolumite*) ricca di altre pietre preziose (tormaline, topazi, rutili, granati).

3° Furono trovati diamanti *nelle meteoriti.*

Località. — I giacimenti sfruttati dalla più remota antichità (pare 3000 anni a. C.) sono quelli dell'*India* (Madras, Nisam, ecc.), ai quali si attribuiscono i diamanti più belli e più limpidi, detti « di

Fig. 116. - Esemplari di diamanti celebri: Stella polare, Gran Mogol, Stella del Sud.

vecchia cava »; questi giacimenti oggi sono quasi esauriti ed hanno ormai scarsa importanza. Furono poi scoperti i giacimenti del *Brasile* (circa un secolo e mezzo fa) nel territorio di Diamantina (Minas Geraes) che diedero una abbondante produzione che però diminuì per la produzione africana, ed oggi è scarsa. Oggi i giacimenti più importanti sono quelli del *Sud-Africa*, scoperti nel 1867 (Transvaal, Orange, Colonia del Capo), i quali diedero, e dànno tuttora, le massime produzioni: sino al 1914 se ne erano già estratte 26 tonnellate (120 milioni di carati); la produzione salì sino a circa 3 milioni di carati all'anno! in questi ultimi anni è diminuita notevolmente. Giacimenti di minor importanza si hanno nel *Congo Belga*. In Europa fu trovato raramente sui *Monti Urali.*

Sintesi. — È interessante ricordare che si riuscì a fabbricare il diamante. Il primo che lo ottenne fu il Moissan (1893) facendo raf-

freddare sotto fortissime pressioni del carbonio sciolto nella ghisa fusa. I diamanti che finora si ottennero sono quasi microscopici.

Lavorazione ed usi.— L'uso più importante del diamante è per farne gemme. A tale scopo deve venire sfaccettato; la sfaccettatura si fa con polvere di diamante e si parte da un ottaedro trovato libero od ottenuto per sfaldatura, si spunta un vertice con una larga faccia e si fanno numerose faccette tutto attorno lasciando sotto una piramide appuntita destinata ad essere incastrata nell'oggetto: si ottiene in tal modo un *brillante* (fig. 114). Colle piramidi esagone di sfaldatura si fanno invece le *rosette* che hanno una base larga sulla quale vi è una piramide di faccette terminata a punta; manca la piramide inferiore (fig. 115) e presentano riflessi meno vivi. Il peso ed il valore dei diamanti si calcola in *grani* (1 grano = 50 milligr.) ed in *carati* (= 4 grani = 200 milligr.). Il diamante più grosso detto *Cullinan* fu trovato nel 1905 nella miniera Premier vicino a Pretoria; greggio pesava 3025 carati, per lavorarlo però dovettero dividerlo in parecchi pezzi: celebri sono pure il *Reggente* (410 carati greggio, 136 lavorato), la *Stella del Sud* (125 carati), il *Gran Mogol*, la *Stella polare*, ecc. (fig. 116).

Il carbonado, come già si disse, serve per fare punte per trapani, perforatrici, ecc. I frammenti si usano per fare tagliavetri o polveri durissime.

Grafite (1). — *Carbonio con impurità.* Sistema *trigonale.*

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si presenta talora in laminette a contorno esagonale poco definito. In generale è in masse compatte scagliose sfaldabili o granulose, di colore grigio-nero, con lucentezza submetallica, qualche volta opaca; è tenera (dur. 1), untuosa al tatto, sporca le dita e riga la carta in grigio-nero; ottima conduttrice del calore e della elettricità. Infusibile; leggera (peso spec. 2,2).

Proprietà chimiche. — Contiene da 2 a 3% di impurezze, che non vanno confuse con la ganga colla quale spesso è mescolata, perchè in tal caso questa sale sino al 40%. All'aria non si altera: scaldata a temperatura molto elevata brucia anche nell'aria, lasciando cenere (impurezze e ganga): non è intaccata dagli acidi.

Giaciture. — Pare che la grafite abbia *origine organica* come ultima fase di carbonizzazione di sostanze vegetali: in tal caso trovasi in banchi, vene, lenti entro rocce sedimentarie e metamorfiche (gneiss, quarziti, micascisti, ecc.). Rara è la grafite di *origine vul-*

(1) Dal greco *gráfein* = *scrivere*, per la sue proprietà ed i suoi usi.

canica (a Ceylon) che trovasi in rocce eruttive ed è dovuta forse a riduzione di carburi metallici o di idrocarburi.

Località. — *In Italia* sono ricchi i giacimenti del Pinerolese (Val Chisone, Germanasca, Pellice). *Fuori d'Italia* si hanno importanti giacimenti a Ceylon, in Baviera (Passau), negli Stati Uniti, nel Canadà (Quebec), in Siberia.

Usi. — Serve per fare matite, coppe e crogioli per la fusione di metalli, elettrodi per lampade ad arco e per voltametri, ecc.; se ne spalmano oggetti di ferro e ghisa per proteggerli dalla ruggine; si usa come lubrificante a secco (ottimo per le rotaie dei tram perchè conduce l'elettricità): si usa in Galvanoplastica, ecc.

Carboni naturali.

I carboni naturali si formarono da vegetali sottratti all'azione dell'aria (sepolti nella terra o nell'acqua) che per azione del calore terrestre subirono un lento processo di carbonizzazione perdendo gran parte dell'acqua e dell'azoto. Questi carboni contengono delle quantità più o meno elevate di carbonio amorfo, secondo il grado di carbonizzazione che dipende dall'antichità della loro origine; si trovano però mescolati insieme a degli idrocarburi (composti di carbonio e idrogeno) e a dei sali minerali non combustibili che costituiscono la cenere.

I carboni fossili si distinguono nei seguenti tipi:

Antracite. — È fra tutti il più antico geologicamente; si fa risalire la sua origine ad un periodo detto appunto *carbonifero*, appartenente all'èra paleozoica; quindi è il più ricco di carbonio potendone contenere dal 93 al 95%. È di color nero con riflessi metallici, compatto, pesante; brucia con difficoltà e lentamente, sviluppando un potere calorifero di 9500 calorie; viene usato specialmente come combustibile.

I giacimenti più importanti trovansi in Inghilterra (Paese di Galles), nell'America sett. (Pennsilvania), in Germania, Francia, ecc. In Italia non ve ne sono che piccole quantità in Val d'Aosta (La Thuile), in Sardegna ed in prov. di Cuneo.

Litantrace. — Ha origine antica quanto l'antracite al quale rassomiglia, ma è meno ricco di carbonio (80-88%), mentre contiene una quantità elevata di prodotti volatili (16-32%). Per tal motivo viene usato per l'estrazione del gas da luce e riscaldamento e

del catrame lasciando un residuo detto *carbone coke* usato come combustibile.

Il litantrace si trova in grandi giacimenti specialmente negli Stati Uniti, in Inghilterra e Germania, un po' minori sono quelli della Francia, Russia, Belgio e Austria: in Italia purtroppo non se ne trovano che minime quantità.

Lignite. — Ha origine meno antica poichè si fa risalire all'èra *terziaria* (periodo cenozoico): la carbonizzazione è meno profonda ed una certa quantità di materia legnosa non è ancora decomposta: si hanno però diversi tipi, poichè da varietà leggere brune dove si vede ancora la struttura legnosa, si passa per gradi a varietà di color nero lucente, pesanti, ricche di idrocarburi, dove la struttura vegetale è meno visibile, e che si avvicinano quindi al litantrace. La percentuale di carbonio oscilla da 70 a 75%. Sono utilizzate come combustibile; quelle ricche di idrocarburi si sottopongono prima alla distillazione. In Italia vi sono giacimenti notevoli in Toscana, Sardegna, nel Veneto, ecc.

Torba. — È di origine attuale e si forma nelle regioni fredde o temperate, da detriti di piante palustri che protetti dall'acqua subiscono una parziale carbonizzazione. È di color giallo bruno sino a nerastro, soffice, leggera e porosa: in essa si distinguono ancora tutti i detriti vegetali; contiene dal 50 al 60% di carbonio.

Viene usata come combustibile e per ottenere svariati prodotti colla distillazione. In Italia si hanno numerose torbiere nelle valli alpine e lungo i fiumi.

Carboni artificiali.

Carbone di legna. — Si ottiene facendo delle cataste a largo cono con rami e tronchetti di legna coperte di foglie e terriccio, lasciando nel mezzo un tubo di sfogo, detto camino (fig. 117); da alcune aperture fatte in basso si accende il fuoco; quindi quando la combustione è bene iniziata si chiudono queste aperture, e la combustione continua, ma assai lentamente e fuori del contatto dell'aria. Questa lenta combustione senz'aria decompone la cellulosa e le altre sostanze organiche del legno con sviluppo di vapor acqueo, azoto, e vari prodotti gassosi (alcool metilico, acido acetico, ecc.). mentre restano il carbonio ed i sali minerali. Il legno che dà carbone migliore è quello di faggio. Il carbone così ottenuto è amorfo, leggero, nero, compatto, fragile, conserva la struttura del

legno e viene usato come combustibile pel suo elevato potere calorifico (circa 7000 calorie); ha forte potere assorbente pei gas, quindi può essere utilizzato per togliere gas mefitici dalle acque ed anche in medicina per assorbire i gas intestinali; mescolato con nitrato potassico e solfo serve per fabbricare la polvere pirica.

Coke. — È il residuo del litantrace che resta nelle storte dopo la distillazione: è grigio-nero, lucente, duro, leggero, scoriaceo ed è ottimo combustibile: ha un potere calorifico superiore al carbone di legna, e brucia senza fare fiamma e fumo.

Fig. 117. - Schema di carbonaia.

Carbone di storta. — È un carbone durissimo di color grigio-nero metallico compatto e a grana fine, buon conduttore del calore e dell'elettricità, ma brucia difficilmente. Si forma aderente alle pareti delle storte, dove si distilla il litantrace: viene usato per fare carboni per lampade ad arco, per pile, ecc.

Nero fumo. — È carbone amorfo molto puro: si presenta in polvere impalpabile, leggera, nerissima. Si ottiene bruciando la resina delle conifere ovvero grassi e petrolio e raccogliendo il fumo in una camera speciale dove si deposita sulle pareti fredde. Serve per fare vernici, inchiostro di China, inchiostro da stampa, colori, lucidi da scarpe, matite, ecc.

Carbone animale. — È in polvere nera, pesante. Si ottiene carbonizzando sangue, detriti di macellerie, ossa, ecc. Ha la caratteristica di decolorare più di tutti gli altri carboni molte sostanze

organiche; quindi viene utilizzato per imbianchire diversi prodotti chimici: anche il comune zucchero, che greggio è giallo, si riesce ad avere bianchissimo filtrando la soluzione attraverso carbone animale: filtrando del vino vedremo che passa scolorato.

PROPRIETÀ CHIMICHE. — In qualunque stato il carbonio si presenti, ha la proprietà di essere insolubile in acqua, e non intaccato da acidi o basi; è infusibile, ma a temperatura molto elevata può volatilizzare; si scioglie alquanto nel ferro fuso formando la ghisa. In contatto con l'aria o con l'ossigeno brucia dando *ossido di carbonio* CO o *anidride carbonica* CO_2 secondo la quantità di ossigeno. A freddo il carbonio è poco attivo, ma a caldo ha forte potere riducente portando via l'ossigeno a composti ossigenati. Pure a caldo può combinarsi con alcuni elementi, per esempio con l'azoto formando il *cianogeno* C_2N_2 gas velenosissimo, con il quarzo (SiO_2) formando il *carburo di silicio* usato nell'industria come ottimo abrasivo col nome di *carborundum*, con la calce viva (CaO) formando il *carburo di calcio* CaC_2, usato per ottenere l'acetilene, col solfo per formare il *solfuro di carbonio* CS_2 largamente usato nell'industria.

Composti inorganici del carbonio.

Anidride carbonica (o *biossido di carbonio*) CO_2. — STATO NATURALE. — L'anidride carbonica si trova allo stato libero nell'aria nelle proporzioni di 2 a 6 decimillesimi, essendo però un gas pesante prevale nelle zone basse dell'atmosfera. Si forma spontaneamente in tutte le combustioni che avvengono sulla Terra, nonchè in quasi tutte le fermentazioni e putrefazioni; per tal motivo nell'aria che circola negli strati superficiali della Terra vi è una percentuale assai superiore di anidride che non nell'aria atmosferica, così pure tutti sanno la grande quantità che si forma di questo gas quando il mosto d'uva fermenta per dare vino; il rumore simile all'ebollizione che si sente nelle botti è dovuto alle bolle di anidride carbonica che si sprigionano dal mosto e si riversano nell'ambiente, formando un lago invisibile e pericoloso. Notevoli quantità di anidride carbonica si hanno insieme ad altri gas, nei soffioni boraciferi e nelle emanazioni vulcaniche; in alcune località si hanno emissioni di anidride carbonica pura, celebri sono per esempio la Grotta del cane presso Pozzuoli e la Valle della Morte presso Giava. Le piante e gli animali durante la respirazione emettono continuamente dell'anidride carbonica. Non ostante tutte queste sorgenti le percentuali di questo gas nell'aria non aumentano, perchè le piante mediante una funzione

chimica vitale (detta fotosintesi clorofilliana, perchè dovuta alla luce ed alla clorofilla) continuamente assorbono l'anidride carbonica trasformandola in sostanze nutrienti ed in legno: le piante quindi compiono il fenomeno chimico più utile all'umanità, e senza di esse la vita non sarebbe possibile sopra la Terra. Una certa quantità di anidride carbonica viene pure sottratta continuamente all'atmosfera, poichè si combina con vari minerali del terreno e delle rocce per dare origine a dei carbonati. L'anidride carbonica si trova pure disciolta nelle acque naturali, talora in quantità notevole nelle acque minerali gasate la cui effervescenza si deve appunto all'anidride carbonica che si mette in libertà.

Preparazione. — 1° Qualunque carbone o sostanza organica bruciando sviluppa anidride carbonica: industrialmente si ottiene dalla combustione del carbone coke.

2° Qualunque carbonato scaldato a temperatura elevata si decompone sviluppando anidride carbonica e dando un ossido; la scomposizione di un carbonato col calore dicesi *calcinazione*, ed anche questo è un metodo usato nell'industria:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

3° In laboratorio si prepara per azione dell'acido cloridrico sul carbonato di calcio (marmo), usando l'apparecchio di Kipp:

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

Proprietà fisiche. — È un gas incoloro, punge un po' le narici; lascia in bocca un sapore piccante acidulo; è più pesante dell'aria (peso specifico 1,53), tanto che si può travasare da un bicchiere ad un altro come un liquido; non è nè combustibile nè comburente; se mettiamo in un bicchiere alcune candeline accese di lunghezze crescenti, quindi vi travasiamo dell'anidride carbonica da un altro recipiente pieno di questo gas, vedremo che le candeline si spengono una dopo l'altra dal basso verso l'alto (fig. 118).

Fig. 118. - Travaso dell'anidride carbonica e spegnimento di candele accese.

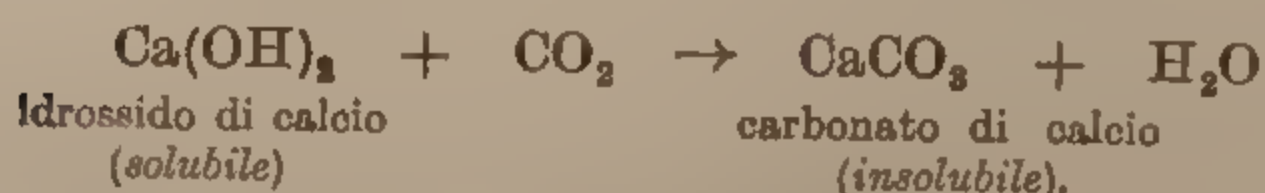
L'anidride carbonica compressa a 33 atmosfere a 0° diventa liquida; lasciando svaporare il liquido che si produce, pel forte raffreddamento una parte di anidride carbonica solidifica; l'anidride car-

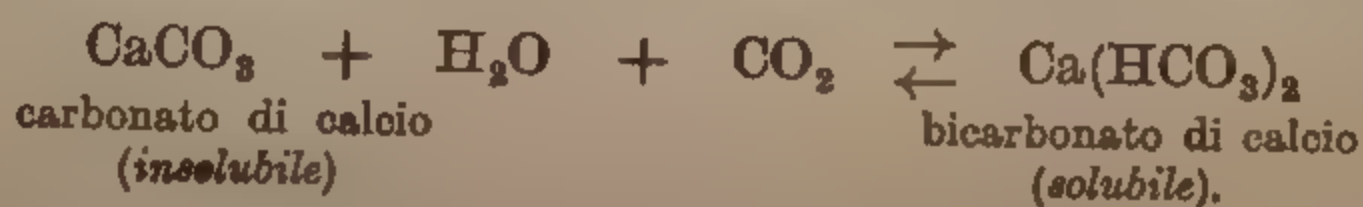
bonica solida è bianca nivea, ed è conosciuta col nome di *neve carbonica* o *ghiaccio secco:* ha una temperatura da —70° a —80°, è leggera, ed evapora lentamente; in contatto dell'aria fuma perchè pel forte raffreddamento il vapor acqueo dell'aria circostante si condensa.

L'anidride carbonica non è velenosa, ma non mantiene la respirazione, quindi un animale in questo gas muore: è solubile in acqua; un volume di acqua scioglie (a 15°) un volume eguale di gas.

Proprietà chimiche. — L'anidride carbonica si combina con alcuni ossidi o idrossidi per formare dei carbonati:

$$\underset{\text{ossido di calcio}}{CaO} + CO_2 \rightarrow \underset{\text{carbonato di calcio}}{CaCO_3}$$

$$\underset{\substack{\text{idrossido di calcio} \\ (\textit{solubile})}}{Ca(OH)_2} + CO_2 \rightarrow \underset{\substack{\text{carbonato di calcio} \\ (\textit{insolubile}).}}{CaCO_3} + H_2O$$

Si può mettere in evidenza questa reazione facendo gorgogliare con un tubetto dell'anidride carbonica (anche semplicemente soffiandovi del fiato) entro una soluzione limpida di idrossido di calcio (acqua di calce); vedremo che tosto il liquido si intorbida perchè il carbonato di calcio è insolubile nell'acqua e quindi si separa: se però continuiamo a far passare altra anidride carbonica vedremo che il liquido ritorna limpido perchè si forma del bicarbonato solubile:

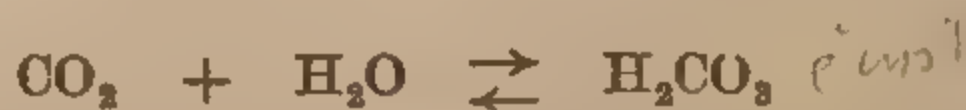
$$\underset{\substack{\text{carbonato di calcio} \\ (\textit{insolubile})}}{CaCO_3} + H_2O + CO_2 \rightleftarrows \underset{\substack{\text{bicarbonato di calcio} \\ (\textit{solubile}).}}{Ca(HCO_3)_2}$$

Si noti che la reazione (come è indicato dal segno delle frecce) è revertibile, e precisamente quando l'acqua contenente il bicarbonato evapora, questo si scompone facendo nuovamente depositare il carbonato insolubile. Essendo l'anidride carbonica contenuta nell'aria e nelle acque, la sua azione ha grande importanza in natura sui carbonati che sono così diffusi e che vengono per le reazioni sopra stampate sciolti in un luogo e depositati in un altro; si ha in altri termini una vera circolazione dei carbonati. Si approfitta pure di questa proprietà per liberare completamente l'aria od un gas dall'anidride carbonica che può contenere; basterà a tal uopo farlo gorgogliare attraverso ad una soluzione di soda caustica (idrossido di sodio).

Usi. — L'anidride carbonica è messa in commercio compressa liquida entro cilindri d'acciaio; viene utilizzata nella fabbricazione del ghiaccio artificiale come l'ammoniaca; serve per gassare acqua

da tavola (acqua di *seltz*, ecc.), vini, birra; per preparare carbonati (biacca, soda, ecc.) ecc. Gli *estintori* portatili *d'incendio* contengono del bicarbonato sodico ed una boccia di acido; al momento dell'uso si fa agire l'acido in modo da ottenere un getto di anidride carbonica che è sufficiente a spegnere un principio d'incendio. Oggigiorno si va estendendo l'uso dell'anidride carbonica solida (neve carbonica, ghiaccio secco) per la conservazione di derrate alimentari.

La produzione italiana salita in questi ultimi anni a circa 45 mila quintali annui è più che sufficiente pei nostri bisogni.

Acido carbonico H_2CO_3. — Si ammette che l'anidride carbonica sciolta nell'acqua si combini con questa formando acido carbonico:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

e ciò perchè noi sappiamo che le anidridi con acqua dànno i rispettivi acidi; infatti osserviamo che la soluzione arrossa leggermente la tintura di tornasole, e forma dei sali detti carbonati, che sono i sali dell'acido carbonico. Quindi la soluzione dell'anidride carbonica nell'acqua si deve più esattamente considerare come una soluzione di acido carbonico. Se però noi cerchiamo di scaldare questa soluzione per far evaporare l'acqua ed isolare l'acido, non vi riusciamo poichè l'acido si scompone tosto restituendo l'anidride carbonica. Per tal motivo noi diciamo che l'*acido carbonico non si conosce libero, ma esiste solo in soluzione nell'acqua.* Così pure è bene ricordare che quando l'anidride carbonica dell'aria agisce in presenza di acqua, si comporta come se fosse acido carbonico.

Carbonati. — Diconsi carbonati i sali dell'acido carbonico. Molti carbonati sono abbondantissimi in natura come il carbonato di calcio e di magnesio di cui parleremo in seguito; altri come la soda, Na_2CO_3, sono fabbricati dall'industria.

Ossido di carbonio CO. — PREPARAZIONE. — Si può ottenere l'ossido di carbonio facendo passare l'anidride carbonica attraverso un tubo fortemente scaldato contenente del carbone:

$$CO_2 + C \rightarrow 2\ CO$$

Si forma anche quando il carbone brucia in aria limitata con scarsità di ossigeno: quindi se si fa bruciare un mucchio di carbone senza tiraggio nella parte interna si forma dell'ossido di carbonio che sprigionandosi all'esterno brucia con fiamma azzurrognola.

Proprietà fisiche. — È un gas più leggiero dell'anidride carbonica, avendo densità quasi uguale a quella dell'aria; è incoloro e inodoro; ha un sapore metallico, ed è velenosissimo potendo riuscire deleterio anche in dosi piccole. È pochissimo solubile in acqua.

Proprietà chimiche. — Non mantiene la combustione, ma brucia con fiamma azzurrognola dando anidride carbonica: mescolato con l'aria nei rapporti di 2 Vol. e 1 Vol. di ossigeno, forma un miscuglio esplosivo. È avidissimo di ossigeno che porta via a composti ossigenati riducendoli; su questo comportamento si basa la riduzione degli ossidi metallici in metallo fatta negli alti forni.

SILICIO

simb. Si; peso at. 28,06; val. 4.

Stato naturale. — In natura non esiste libero; trovasi invece molto abbondante sotto forma di biossido o anidride silicica SiO_2 (quarzo) e sotto forma di silicati; entrambi costituiscono minerali diffusissimi come costituenti di rocce, di sabbie e di terreni.

Preparazione. — Si può ottenere in laboratorio scaldando l'anidride silicica in polvere con magnesio in polvere che funziona da riducente:

$$SiO_2 + 2\ Mg \rightarrow 2\ MgO + Si$$

Proprietà. — È una polvere grigia o nerastra amorfa o microcristallina, e presenta notevole analogia col carbonio: brucia dando anidride silicica; si combina con alcuni metalli dando dei siliciuri, con l'idrogeno dando idrogeno siliciato SiH_4, col fluoro dando fluoruro di silicio SiF_4.

Usi. — L'uso principale è nella metallurgia in lega col ferro (ferro silicio) per indurirlo e renderlo meno attaccato dagli acidi.

Ossidi del silicio.

Quarzo. — *Biossido anidro di silicio* SiO_2. Sistema *trigonale.*

Proprietà fisiche e cristallografiche. — È un minerale che con molta frequenza si trova in cristalli anche voluminosi: le forme più frequenti ci sono date da prismi esagonali combinati con due romboedri che spesso per avere egual sviluppo imitano la bipiramide esagona; talora il prisma manca e si ha la sola bipiramide; spesso poi si hanno cristalli molto sproporzionati, e talora vari tipi di gemi-

nati. Le facce del prisma sono per lo più striate trasversalmente. Nell'Isola del Madagascar furono trovati cristalli giganteschi del peso quasi di mezza tonnellata, con una circonferenza di 2 m. Si possono dire i veri giganti fra i cristalli! Anche sulle nostre Alpi si possono trovare cristalli relativamente grossi. Il quarzo puro è limpido incoloro con lucentezza vitrea; ha dur. 7 e peso spec. 2,65. Non presenta sfaldatura, ma frattura concoide; fonde a temperatura molto elevata nel forno elettrico. Oltrecchè in cristalli può essere in masse microcristalline, talora in quantità tale da costituire roccia (quarzite).

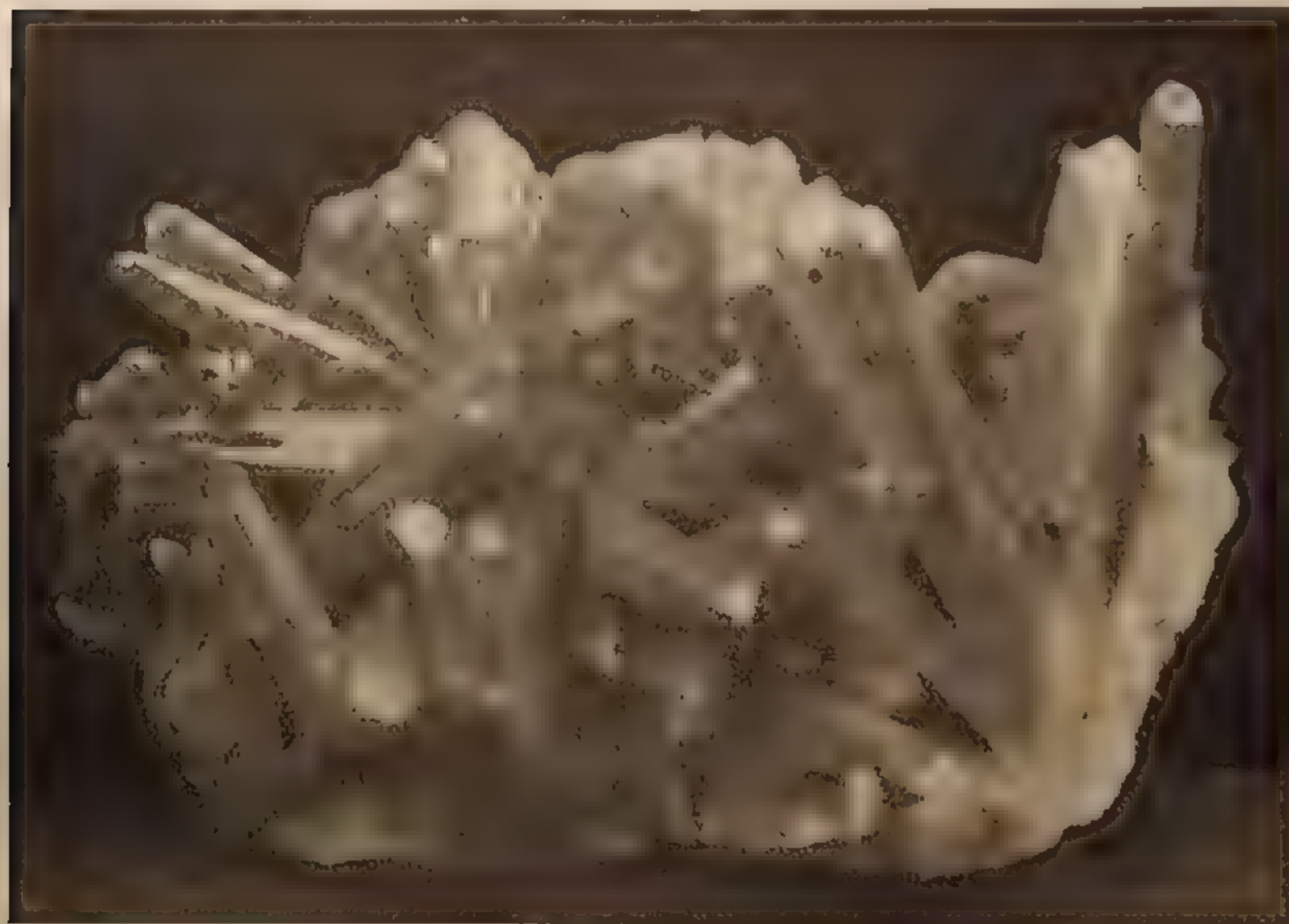



Fig. 119. - Gruppo di cristalli di quarzo.

Secondo la struttura, il colore, le inclusioni, ecc. dà luogo ad una interessante serie di varietà diverse alle quali accenniamo brevemente.

I. Varietà in cristalli. — *Cristallo di rocca*, è la forma tipica pura, limpidissima, trasparente. Da noi se ne trovano dei bellissimi in geodi nel marmo bianco di Carrara; meno limpidi al Gottardo (fig. 119), sul M. Bianco, nell'Isola d'Elba. Si usa per fare lenti, obbiettivi, ed altri istrumenti ottici.

Quarzo affumicato, è di color nero o bruniccio: si trova nell'Ossola, ed in altre località delle Alpi (Tav. I, fig. 7).

Quarzo latteo, è opaco bianco lattiginoso (fig. 120).

Quarzo citrino o falso topazio, limpido, di un bel giallo vivo, si usa come gemma: proviene dalla Spagna e dal Brasile.

Ametista in bei cristalli violetti (Tav. II, fig. 3 e 4), spesso racchiuso entro cavità in bellissime geodi (fig. 121), si usa pure come gemma: proviene dal Brasile, Uruguay, e dall'Ungheria.

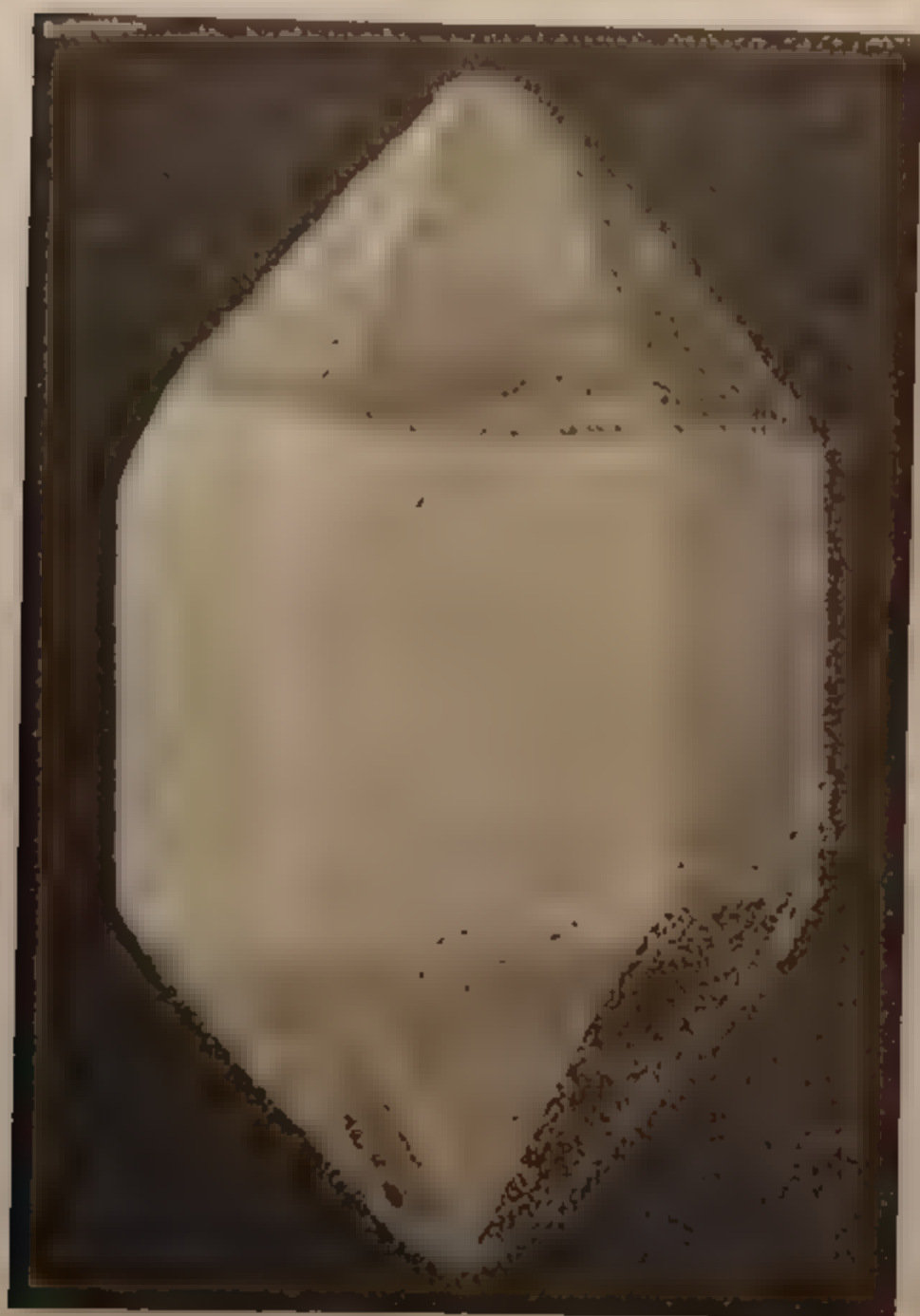



Fig. 120. - Un cristallo di quarzo latteo perfetto terminato alle due estremità.

Occhio di gatto, occhio di falco, occhio di tigre sono nomi che si dànno a cristalli contenenti incluse fibre di minerali svariati di diversi colori, in modo da dar luogo a bellissimi riflessi. Si usano a scopo ornamentale. Provengono specialmente da Ceylon e dall'Africa australe.

II. Varietà compatte microcristalline. — *Calcedonio comune*. Si presenta in masse concrezionate, mammellonari, talora stalattitiche, tenacissime, con aspetto ceroide, bianco-grigio o bianco-azzurrognolo, translucido: esaminato al microscopio appare di struttura fibrosa costituita da minutissimi cristallini allungati. Proviene da deposito di soluzioni acquose calde contenenti silice: può essere variamente colorato da impurezze, dando origine a numerose varietà che levigate sono usate come pietre dure ornamentali.

Agata quando si presenta a zone o fasce di colori diversi: le fasce sono sfumate o no, a bande o a zig-zag ovvero a zone concentriche talora delimitanti una cavità tappezzata di cristalli: ve ne sono delle bellissime dai colori più svariati; le più belle si trovano in Baviera, Brasile, Stati Uniti, Uruguay (fig. 122 e Tav. II, fig. 11): oggi molte agate sono colorate artificialmente.

Onice è come l'agata ma con forti distacchi di tinta, per esempio bianco e nero, bianco e rosso, ecc., spesso a macchie: viene usata per fare i così detti *cammei* ornamentali.

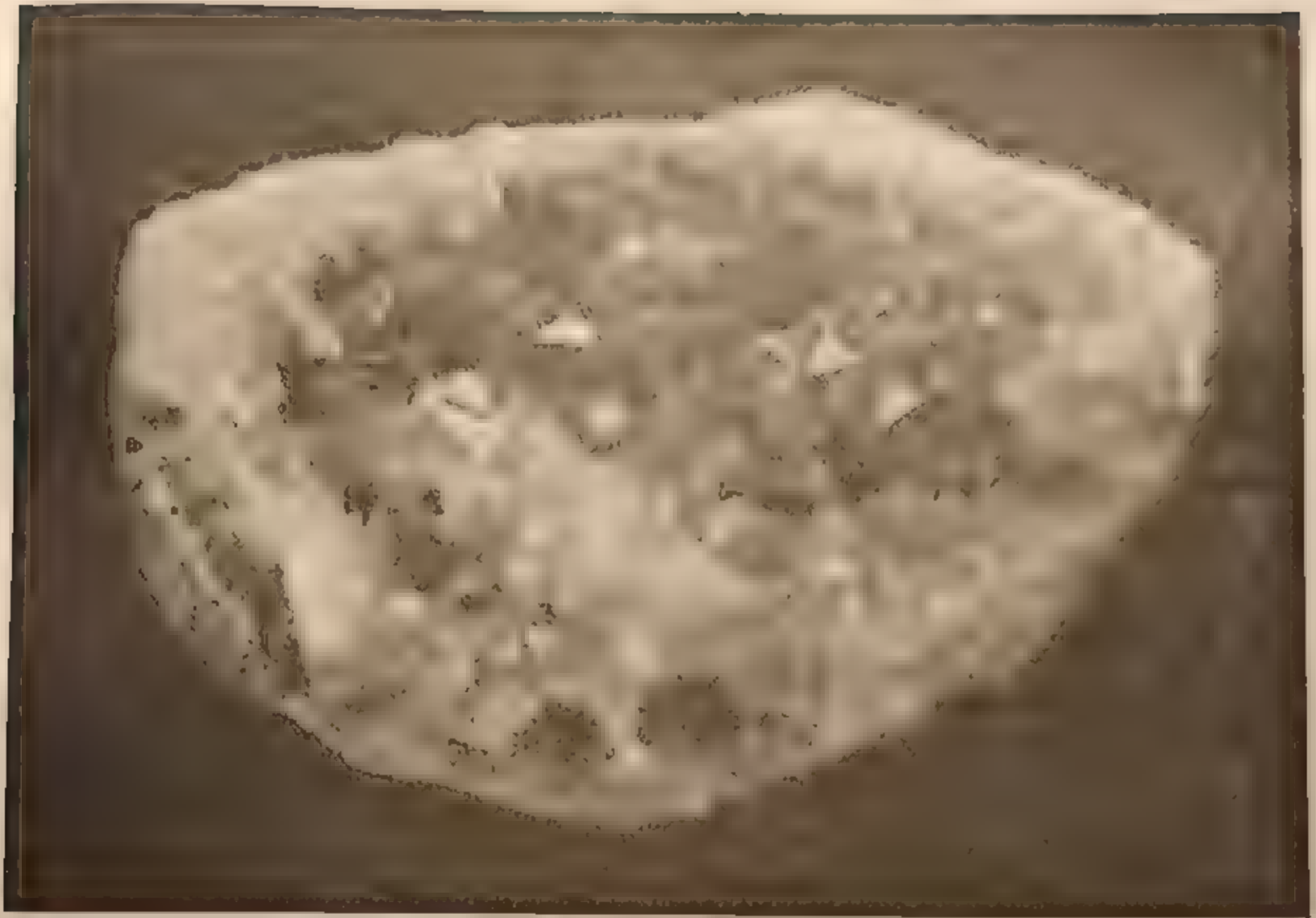



Fig. 121. - Una geode di quarzo ametista.

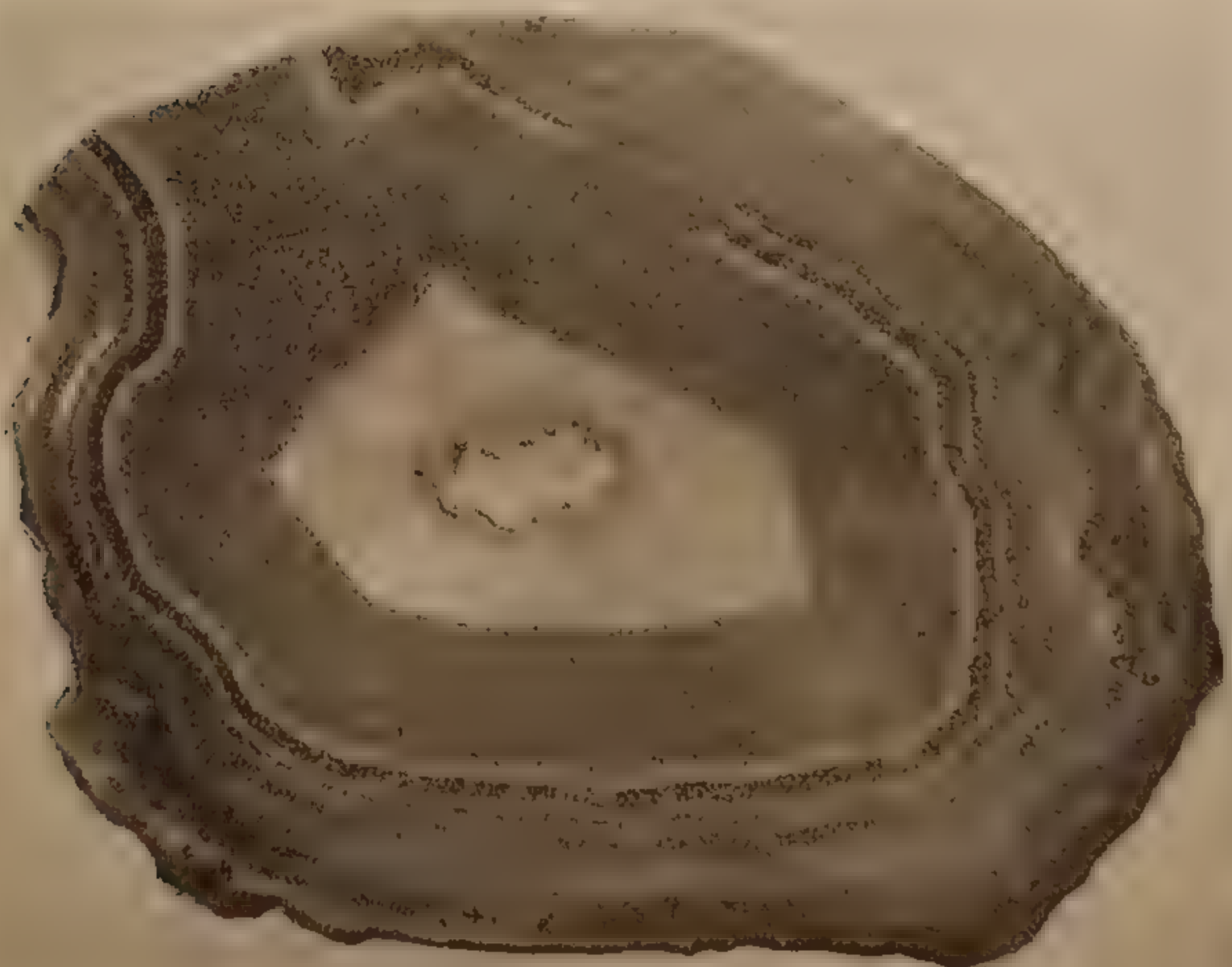



Fig. 122. - Un'agata levigata.

Diaspro è una varietà pure compatta, ma più impuro del calcedonio e delle sue varietà, quindi anche in lastre sottili non è translucido ma opaco. Ha origine organica da accumulo e successiva trasformazione di microrganismi ad impalcatura silicea, per tal motivo è spesso impuro di argilla, sostanze carboniose, ossidi metallici che gli dànno colorazioni diverse, anche zonate. In alcune località può essere talmente abbondante che può essere considerato come roccia. Belle varietà a colori un po' vivi possono essere levigate ed usate come pietre d'ornamento, così il diaspro *rosso*, il *verde*, il *sanguigno* (verde a macchie rosse), ecc. La Sardegna, e specialmente la vicina Isola di San Pietro è ricca di diaspri eleganti.

Una varietà nera di diaspro è usata in oreficeria col nome di *pietra di paragone*, perchè essendo nera, dura e non intaccata dagli acidi serve per riconoscere il titolo dell'oro.

La *pietra focaia* o *selce piromaca* è una varietà molto compatta, colorata in grigio o bruno: per la sua durezza venne usata dagli uomini antichi per fare armi e siccome percossa produce scintille fu usata per accendere l'esca. La pietra focaia si trova spesso come noduli dentro a calcari.

Proprietà chimiche. — Il quarzo in qualunque varietà si presenti non si altera per gli agenti atmosferici; non è intaccato dagli acidi, eccetto che dal fluoridrico; scaldato con carbonato sodico o potassico dà origine ai rispettivi silicati solubili.

Giacitura. — Oltre quanto già detto per le diverse varietà, ricordo che il quarzo è uno dei minerali più comuni in natura: da solo costituisce una roccia abbastanza diffusa, detta *quarzite*, la quale spesso accompagna come *ganga* molti giacimenti di minerali metalliferi: talora è consociata anche con oro e pietre preziose. Il quarzo inoltre lo troviamo abbondantissimo come *costituente di numerose rocce* sia eruttive che scistose: dalla disaggregazione di queste rocce i grani di quarzo messi in libertà, non si alterano chimicamente, ma si frammentano e dànno origine alla *sabbia*, e questa a sua volta cementandosi dà origine ad una roccia detta *arenaria.*

Usi. — Oltre quelli già accennati a scopo ornamentale e per farne strumenti ottici, ricorderò ancora che oggi col quarzo fuso (che viene lavorato come il vetro) si fanno capsule, e recipienti vari assai pregiati per laboratori di Chimica. La quarzite è usata come fondente in metallurgia, per farne mattoni refrattari, per fabbricare il vetro, per fare mole o macine: colle calcedonie scadenti si fanno mortai durissimi, supporti per bilance di precisione, ecc.

TAVOLA N. 1

1

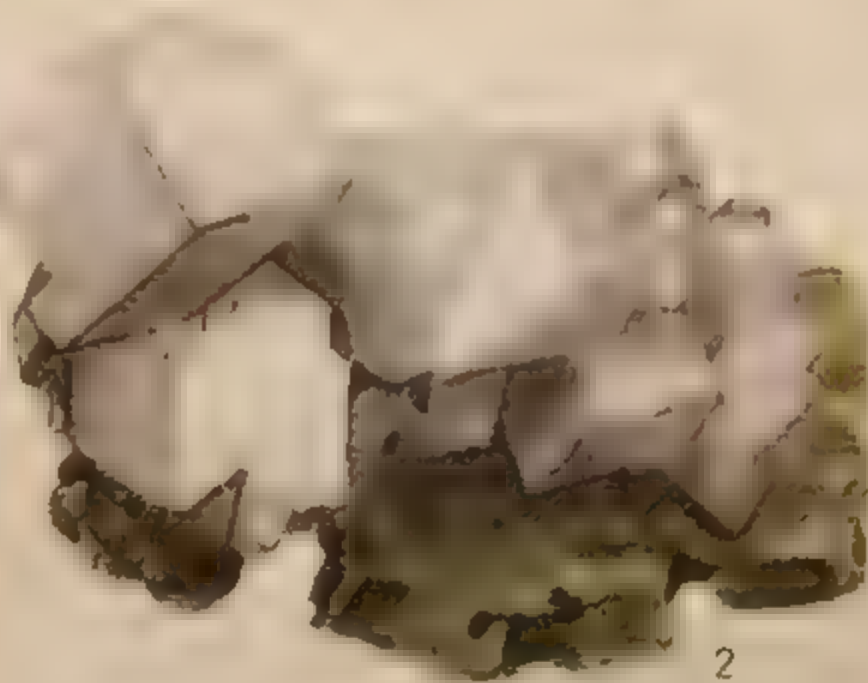
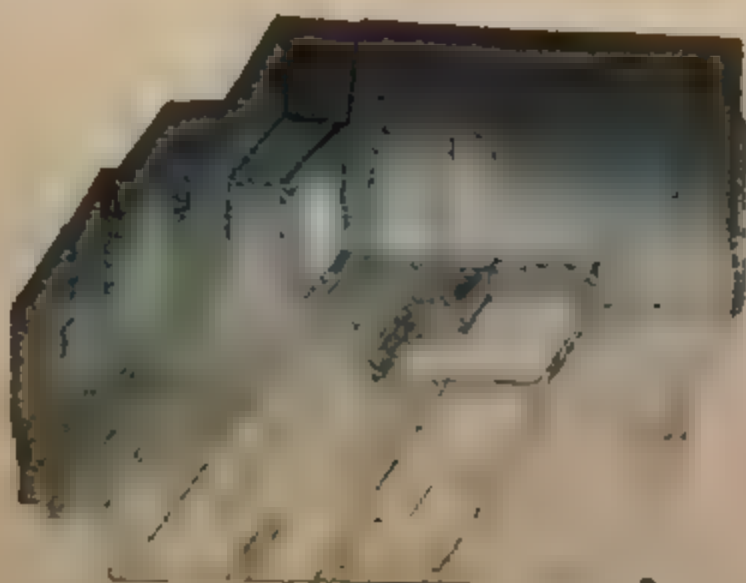
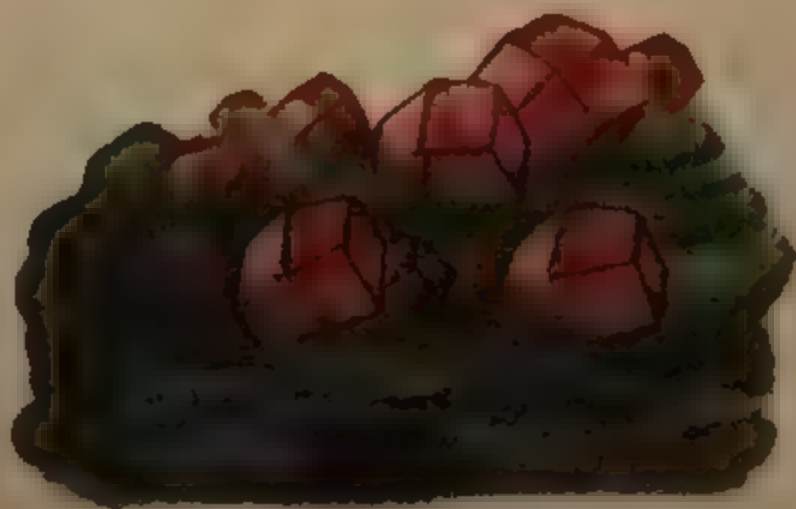
2

3.

4

5

6.

1. Solfo. - 2. Fluorite. - 3 Salgemma. - 4. Ortoclasio. - 5. Leucite. - 6. Granati. - 7. Quarzo affumicato.

Opale. — *Biossido idrato di silicio* $SiO_2.nH_2O$. *Amorfo.*

PROPRIETÀ FISICHE E CHIMICHE. — Si differenzia dal quarzo per la presenza di acqua in quantità variabile, e perchè ha struttura colloidale, quindi manca della facoltà di cristallizzare. Il suo aspetto varia secondo l'origine e lè impurezze. La durezza è un po' inferiore a quella del quarzo (5,6-6,5) ed anche il peso specifico (1,9-2,3). Le proprietà chimiche sono come quelle del quarzo, ma scaldata fortemente in tubetto sviluppa vapor acqueo.

VARIETÀ, LORO GIACITURE, LOCALITÀ ED USI. — *Opale comune.* Si presenta in masse compatte di color bianco o latteo od un po' giallo-bruno, con aspetto simile a porcellana più o meno opaca o translucida, con evidente frattura concoide. Proviene dalla trasformazione di silicati di magnesio, quindi è spesso accompagnata da magnesite, entro alla quale si trova in masse, come si osserva in Piemonte (Casellette Torinese, Baldissero e Corio nel Canavesano) ed in Toscana (Castiglioncello). Non ha applicazioni (fig. 63).

Opale nobile. È compatta translucida, ma presenta delle bellissime iridescenze interne dovute a fenomeni d'interferenza prodotta da microscopiche fessure. Si trova in rocce vulcaniche specialmente in Ungheria (Czerwenitza), in India, Australia, ecc. Una bella varietà con riflessi esclusivamente rossi proveniente dal Messico dicesi *opale di fuoco.* Entrambe sono usate come gemme lavorate a semiuovo o semisfera, non sfaccettate essendo fragili.

Opale xiloide (1). È una varietà che proviene dal legno (rami, tronchi o porzioni di questi) il quale rimasto immerso in terreni silicei o ricchi di acque silicee ebbe la sostanza organica sostituita particella per particella dalla silice, in modo da conservarne ancora la struttura perfetta e spesso il colore. Si hanno importanti depositi di questi «legni fossili» in Egitto (Cairo) e negli Stati Uniti (Arizona). Levigati assumono un bell'aspetto e vengono usati per farne oggetti e lastre decorative.

Geyserite. Forma concrezioni talora potenti, bianche o variamente colorate, spugnose, stalattitiche, filamentose, colonnari, spesso molto eleganti, attorno ai crateri dei *geysers* (getti intermittenti di acqua calda silicea): per raffreddamento ed evaporazione dell'acqua emessa, la silice contenuta si separa e si deposita attorno alla bocca e sul cono del cratere. La geyserite trovasi quindi in Islanda, Nuova Zelanda e Stati Uniti (Yellowston Park).

(1) Dal greco *xylon* = *legno*, per il suo aspetto e la sua origine.

Tripoli o *farina fossile*. È una opale pulverulenta o poco coerente, bianca o debolmente colorata, di origine organica: nel mare, nelle passate epoche geologiche, vissero in numero sterminato (come vivono tuttora) microscopici animaletti detti *radiolari* e microscopiche alghe dette *diatomee* entrambi caratterizzati per avere una

Fig. 123. - Alcuni scheletri silicei di *radiolari* costituenti il tripoli.

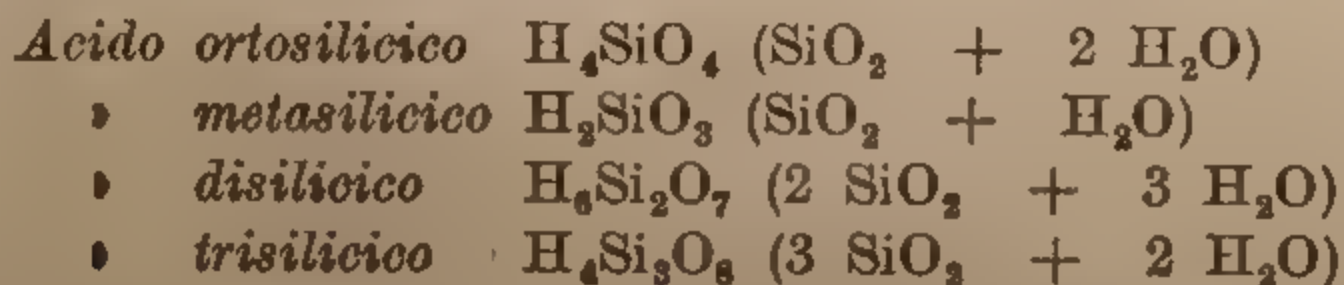
impalcatura interna come se fosse uno scheletro, talora anzi molto elegante (fig. 123) fatta di silice; questi esseri morendo caddero sul fondo marino, dove i loro scheletrini silicei si accumularono per milioni di secoli; questi depositi in successivi sollevamenti tellurici (nella formazione dei continenti attuali) furono portati dove noi oggi li troviamo a costituire dei giacimenti. In Italia ve ne sono in Toscana sul Monte Amiata, vicino al paesello di Santa Fiora, donde

il nome che le viene anche dato di *farina di Santa Fiora;* quivi prevalgono diatomee; invece nel tripoli che accompagna il solfo in Sicilia predominano i radiolari. Altri giacimenti importanti trovansi a Tripoli di Berberia (donde il nome Tripoli), nell'Hannover, in Boemia, in Sassonia, nell'Alvernia, in Francia, ecc.

Il tripoli si usa per farne mattoni leggeri, isolanti termici (essendo cattivissimo conduttore del calore); per pulire legni, metalli, pietre; nella fabbricazione della dinamite, come assorbente della nitroglicerina.

Acidi del silicio e silicati.

Il silicio può formare svariati ossiacidi, fra questi l'unico che si riesce ad ottenere sotto forma di polvere bianca amorfa è l'*acido ortosilicio* H_4SiO_4: vi sono altri acidi che però non si conoscono liberi, mentre se ne conoscono i loro sali; le formole di questi acidi si possono far derivare dalla somma di anidride silicica e acqua:

Acido ortosilicico H_4SiO_4 $(SiO_2 + 2\ H_2O)$
» *metasilicico* H_2SiO_3 $(SiO_2 + H_2O)$
» *disilicico* $H_6Si_2O_7$ $(2\ SiO_2 + 3\ H_2O)$
» *trisilicico* $H_4Si_3O_8$ $(3\ SiO_2 + 2\ H_2O)$

I sali di questi acidi sono rispettivamente chiamati *ortosilicati*, *metasilicati*, *disilicati*, *trisilicati*, e costituiscono numerose specie di minerali.

Un certo numero di silicati li vedremo studiando i sali dei metalli; così trattando l'alluminio studieremo l'*ortosio*, la *mica*, il *caolino*, l'*argilla;* si ascrive invece ai minerali potassici la *leucite*, ai minerali di zinco la *calamina*, ai minerali del magnesio il *talco* ed il *serpentino.* Per completare il gruppo dei silicati, qui ne ricorderemo ancora tre che hanno applicazione come pietre ornamentali.

Granati. — Sono ortosilicati complessi che cristallizzano nel *sistema monometrico*, in rombododecaedri spesso combinati con l'icositetraedro. Hanno durezza elevata (7-7,5) e lucentezza vitrea; il colore è invece variabile, dando origine a parecchie varietà, fra le quali ricordo: la *grossularia* di colore rossiccio o giallo, comune in Piemonte specialmente in Val d'Ala, dove si rinvennero cristalli più grossi di noci, regolarissimi, e bellissime cristallizzazioni; non è però limpido, in modo che non si può usare per ornamento. Il *Piropo* e l'*Almandino*, sono invece limpidi di un bel colore rosso sangue carico il primo, rosso vinato vivo il secondo: si trovano sulle nostre

Alpi (Valtellina, Gottardo, Tirolo), in Boemia, nell'Africa australe insieme ai diamanti: sfaccettati si usano come gemme (Tav. I, fig. 6).

Topazio. — *Ortosilicato di alluminio fluorifero.* Sistema *rombico* (fig. 124, vedi anche Tav. II, fig. 1-2).

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si presenta in bei prismi a base romba terminati con piramide, allungati o tozzi, spesso striati longitudinalmente, con lucentezza vitrea-adamantina, di colore tipico giallo; più raramente si trovano cristalli incolori o rosei o azzurro-verdolini. I cristalli presentano una sfaldatura facile e

Fig. 124. - Cristallo di topazio.

perfetta secondo la base. Durezza 8. La varietà giallo-scura scaldata diventa viola-ametista; in tal caso, lavorata, dicesi *topazio bruciato.*

Proprietà chimiche. — Si trova nelle rocce granitiche, e talora nelle eruttive recenti. Vi sono pure giacimenti secondari alluvionali.

Località. — *In Italia* fu trovato in piccolissimi cristallini nel granito dell'Isola d'Elba. Da *fuori Italia* provengono i bei cristalli; abbondanti specialmente in Brasile, Messico, Australia, Urali.

Usi. — Come gemma abbastanza pregiata.

Tormalina (1). — *Borosilicato di alluminio e magnesio.* Sistema *trigonale* (fig. 125, vedi anche Tav. II, fig. 7 e 8).

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si trova in cristalli liberi prismatici trigonali o ditrigonali terminati disugual-

(1) Il nome proviene dal paese *Turamali* (a Ceylon) dal quale furono importate in Olanda le prime gemme nel 1703.

TAVOLA N. 2

C. Della Beffa, dir.

1. **Topazio.** - 2. **Topazio lavorato.** - 3. **Quarzo Ametista.** - 4. **Ametista lavorata.** - 5. **Berillo (var. Smeraldo).** - 6 **Smeraldo lavorato** - 7. **Tormalina bicolore.** - 8 **Tormalina lavorata.** - 9. **Rubino lavorato.** - 10. **Zaffiro lavorato.** - 11. **Agata (in parte levigata).** - 12. **Malachite (in parte levigata).** - 13. **Lapislazzuli levigato.**

mente alle due estremità ovvero più frequentemente in cristalli piantati nella roccia: i prismi possono essere voluminosi, tozzi, ovvero lunghi e sottili, spesso con le facce striate longitudinalmente. Hanno lucentezza vitrea e colore variabilissimo, potendo essere incolori, azzurri, rossi, verdi, bruni, neri; non è neppure raro il caso di trovare dei cristalli di due colori (rosa e verde) nettamente distinti o sfumati nello stesso individuo. La tormalina come già vedemmo (pag. 36) presenta la piroelettricità polare, è fortemente birifrangente, ha durezza 7.

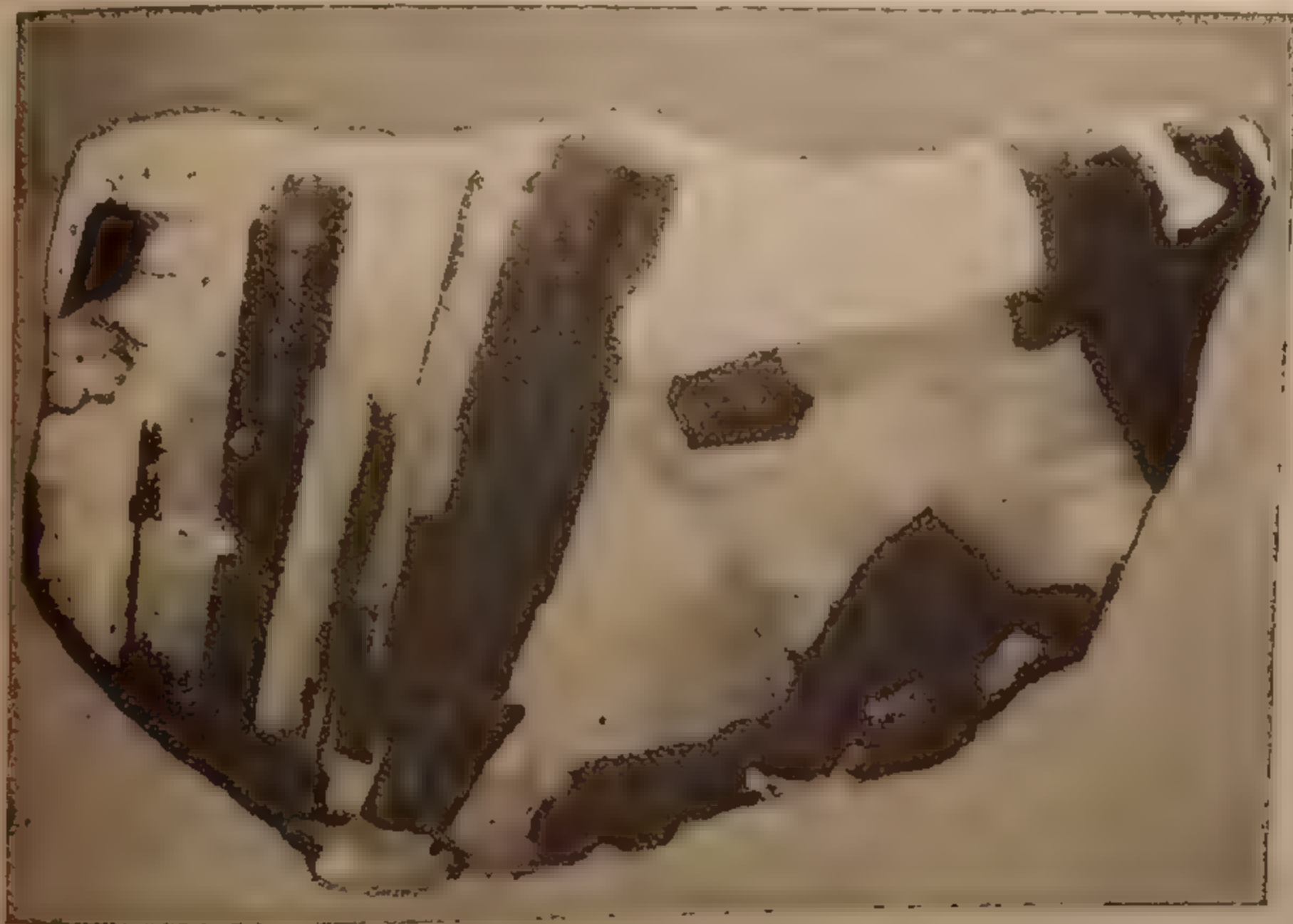



Fig. 125. - Cristalli di tormalina nera nella quarzite.

Proprietà chimiche. — La costituzione della tormalina è assai complessa, perchè oltre gli elementi fondamentali citati sopra può contenere numerosi altri elementi (ferro, manganese, magnesio, sodio, potassio, fluoro). È infusibile se non è troppo ricca di ferro; non è intaccata dagli acidi; non si altera all'aria.

Giaciture. — Ha origine pneumatolica, e si trova nelle rocce granitiche e scistoso-cristalline, talora in giacimenti alluvionali.

Località. — *In Italia* si hanno bei cristalli neri o dicromi nel granito dell'Elba; grossissimi cristalli neri trovansi all'Ossola, ad Olgiasca (Lago di Como) in Valtellina, ecc. *Fuori Italia* si trovano bei cristalli limpidi usabili come gemma nel Madagascar, in California (Pala) ed in Brasile (Minas Geraes).

Usi. — Viene usata per apparecchi ottici di polarizzazione; i cristalli limpidi colorati si usano come gemme e vanno in commercio coi nomi più svariati (rubino di Siberia, topazio del Madagascar, smeraldo del Brasile, ecc.).

Vetri. — Vetro comune. — Si ottiene scaldando a circa 1200° una miscela di quarzo (o sabbia quarzosa 65-75%), con soda e carbonato di calcio, entro crogiuoli, in appositi forni. La miscela fonde formando una massa vitrea dovuta ai silicati di sodio e calcio che si sono formati; se si è partiti da sostanze impure il vetro così ottenuto è di color verde oliva (come le comuni bottiglie da vino), colore dovuto alla presenza di ferro. Se le materie prime sono pure, il vetro risulta limpido incoloro. La presenza di piccole quantità di sali di ferro dà una colorazione che si può facilmente eliminare aggiungendo alla pasta del biossido di manganese (MnO_2) perciò appunto detto sapone dei vetrai; il biossido di manganese tende a colorare in viola rosato, colore che neutralizza il verde. Se si vogliono avere dei vetri colorati basterà aggiungere degli ossidi metallici, così con ossido di cobalto si ha un bel colore azzurro, con sali di cromo un bel verde smeraldo, ecc.

Vetro di boemia. — È detto anche vetro duro, vetro crown, o vetro potassico; viene fatto con potassa anzichè con soda, quarzo e carbonato di calcio, usando materiali molto puri. È meno fusibile, più trasparente e meno intaccato dagli acidi e dall'acqua. Si usa specialmente per vetrerie chimiche.

Cristallo o vetro di piombo, è silicato di potassio e di piombo fatto con quarzo, potassa e minio; è molto fusibile, pesante, sonoro, splendente. Si usa per fare vetrerie di lusso. Per fare lenti per istrumenti ottici si usa una varietà detta *flint* contenente anche un po' di anidride borica, ed ha un maggior potere rifrangente della luce: lo *strass* col quale si fanno i finti brillanti contiene inoltre dell'ossido di tallio.

Il cristallo raffreddato rapidamente quando è caldo e pastoso, dicesi *temperato* e diventa molto resistente agli sbalzi di temperatura, mentre il vetro comune sottoposto ad analogo trattamento diventa durissimo, ma fragilissimo, ed al minimo urto va in pezzetti.

Il vetro è una sostanza amorfa, colloidale, inalterabile, insolubile, non intaccato da acidi salvo il fluoridrico. Scaldato diventa pastoso già al calor rosso (circa 800°), diventa liquido solo al calor bianco (1220°). Si approfitta della pastosità del vetro per fare i più svariati oggetti: questi generalmente sono fatti colla soffiatura; si fa cioè aderire ad un lungo tubo di ferro una porzione di pasta di vetro, che

soffiando dall'estremità opposta gonfia come una bolla di sapone alla quale si fa assumere con istrumenti e con stampi la forma desiderata. Le lastre si ottengono versando il vetro pastoso sopra un piano levigato di ghisa, e distendendolo con rulli di ghisa.

BORO

simb. B; peso at. 10,82; val. 3.

Il boro non esiste libero in natura; si trova localizzato solo allo stato di acido borico e in piccole quantità di *borace* e *boracite* (borato di magnesio). Si può ottenere scaldando l'anidride borica B_2O_3 con magnesio in polvere, si ha in tal caso una polvere verdastra bruna *amorfa;* se invece si riduce l'anidride con polvere d'alluminio, si può ottenere il boro in *cristalli lucenti*, durissimi, più resistenti agli acidi della varietà amorfa. Il boro non ha applicazioni industriali: importanti sono invece alcuni suoi composti.

Composti del boro.

Acido borico H_3BO_3. — STATO NATURALE. — Si trova sciolto nel vapor acqueo dei soffioni boraciferi (fig. 126), della Maremma Toscana (Monte Rotondo, Larderello, Sasso) che si sprigiona sibilando a temperatura elevata (sino 190°) dal suolo insieme ad altri gas, come elio, anidride carbonica, idrogeno solforato, ammoniaca, metano, idrogeno.

ESTRAZIONE. — Nella suddetta regione si provocano i getti mediante trivellazioni nel suolo, ed il vapore che ne esce viene incanalato in speciali tubazioni dove si condensa, e la soluzione è così condotta in vasche di concentrazione foderate di piombo scaldate a 50°-70° utilizzando il calore stesso dei soffioni, usando a tale scopo i soffioni sterili, cioè poveri di acido borico: quivi l'acqua evapora e si separa l'acido borico greggio che viene poi purificato per successive cristallizzazioni.

CARATTERI. — È solido e forma masse scagliose bianche, tenere, untuose al tatto; le laminette sono sottili, pieghevoli, con lucentezza madreperlacea. È solubile in acqua fredda 3-4 %, e sino 33 % in acqua bollente; si scioglie anche in alcool che in tal caso brucia con fiamma verde. L'acido borico è assai volatile in corrente di vapore: quindi facendo bollire una soluzione d'acido borico le particelle di questo trovansi nel vapor acqueo.

Usi. — Serve per leggero disinfettante in medicina; per conservare sostanze alimentari; per preparare il lucignolo delle candele; per fare sostanze coloranti; per fondente in metallurgia; per fabbricare il borace ed il borotalco usato come cipria. La produzione italiana è oggi molto elevata (circa 4500 tonn. annue) con forte esportazione. L'acido borico trovasi pure negli Stati Uniti d'America.

*** Borace** $Na_2B_4O_7$. — È *tetraborato sodico*, e contiene 10 molec. di acqua di cristallizzazione; in piccole quantità si trova anche in natura sciolto in acqua di laghi o sorgenti. Oggi però si prepara

Fig. 126. - Soffioni boraciferi: veduta della regione.

tutto industrialmente facendo bollire dell'acido borico con carbonato sodico; per evaporazione della soluzione, si ottiene in grossi cristalli incolori. Scaldato a temperatura elevata fonde perdendo l'acqua, e solidifica in una massa vitrea, limpida, trasparente: quando è puro ha la caratteristica di sciogliere molti ossidi metallici (trasformandoli in metaborati) e raffreddandosi dà una massa vitrea limpida, ma variamente colorata. Questa proprietà viene usufruita per fare le *perle al borace* usate in Mineralogia; nell'industria si usa per fare smalti per stoviglie e maioliche, in metallurgia per favorire la saldatura dei metalli perchè scioglie lo strato superficiale di ossidi (che impedirebbe la saldatura) e mantiene terse le superfici dei metalli da saldare.

CAPO II

METALLI E LORO COMPOSTI

SODIO

simb. Na; peso at. 22,29; val. 1.

STATO NATURALE. — Il sodio non esiste libero in natura, ma i suoi composti sono diffusissimi, specialmente il cloruro e il nitrato di sodio; il cloruro di sodio è pure assai diffuso negli organismi animali ai quali è indispensabile.

PREPARAZIONE. — Si può preparare per elettrolisi dell'idrossido di sodio NaOH fuso. Il sodio si ottiene al polo negativo.

PROPRIETÀ FISICHE. — È un metallo molle, tanto che si taglia a fette col temperino, argenteo, splendente; fonde a 97,50° e bolle a 742°. È più leggero dell'acqua (peso spec. 0,95).

PROPRIETÀ CHIMICHE. — Ha un'estrema affinità coll'acqua colla quale si combina energicamente come abbiamo già visto parlando dell'idrogeno:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

per tal motivo appena in contatto coll'aria si altera e perde subito la sua lucentezza, ed in breve si trasforma completamente; per ciò si deve conservare sotto petrolio.

USI. — Serve nell'industria chimica per preparare svariati composti, ma ha applicazioni limitate.

Minerali del sodio.

Salgemma o halite (1). — *Cloruro di sodio* NaCl. Sistema *monometrico* (fig. 127, 128 e Tav. I, fig. 3).

PROPRIETÀ FISICHE E CRISTALLOGRAFICHE. — Cristallizza in cubi talora voluminosi, ma più spesso piccoli, irregolari, con facce a tremie, cioè incavate a gradinata come indica la fig. 128: forma pure masse compatte spatiche e granulose o fibrose o microcristalline

(1) Dal greco *hals* = *sale*.

e talora anche concrezioni ed incrostazioni. Quando è puro od in cristalli è limpido, incoloro, vitreo; quando è compatto è bianco, opaco, con lucentezza grassa. Spesso è variamente colorato per impurezze, così quando contiene della limonite è giallo, se contiene argilla è grigiastro, può essere bruniccio in causa di idrocarburi, e talora di un bel azzurro o viola, per cause non ancora ben definite: non sono rari i campioni che presentano belle zonature di colori

Fig. 127. - Cubo di sfaldatura di salgemma.

svariati. Si sfalda secondo le facce del cubo (dur. 2; p. spec. 2, 13). Sapore salato gradevole.

Proprietà chimiche. — In genere non è mai puro, ma contiene piccole quantità di altri sali, specialmente di magnesio, che lo rendono igroscopico. È solubile in acqua (36 %); sul fuoco crepita; colora in giallo la fiamma incolora del gas; la sua soluzione trattata con nitrato d'argento dà un precipitato bianco caseoso. Ha sapore salato.

Giaciture. — Il salgemma è minerale molto diffuso in natura, ma la sua solubilità ne provoca una rapida circolazione: esso trovasi in piccole quantità nelle acque dolci dei laghi e dei fiumi, in

molte acque sorgive o profonde, specialmente se termali; trovasi nelle emanazioni vulcaniche, come efflorescenze sulle sabbie di alcuni deserti, ecc.; nell'acqua del mare costituisce la parte principale della sua salsedine, poichè sopra una media di 35 gr. di sali contenuti in un litro, 26 gr. sono cloruro di sodio, 9 gr. sono di altri sali (di magnesio, calcio, sodio, ferro, potassio, ecc.). Importanti sono i giacimenti terrestri, formatisi in svariate età geologiche per

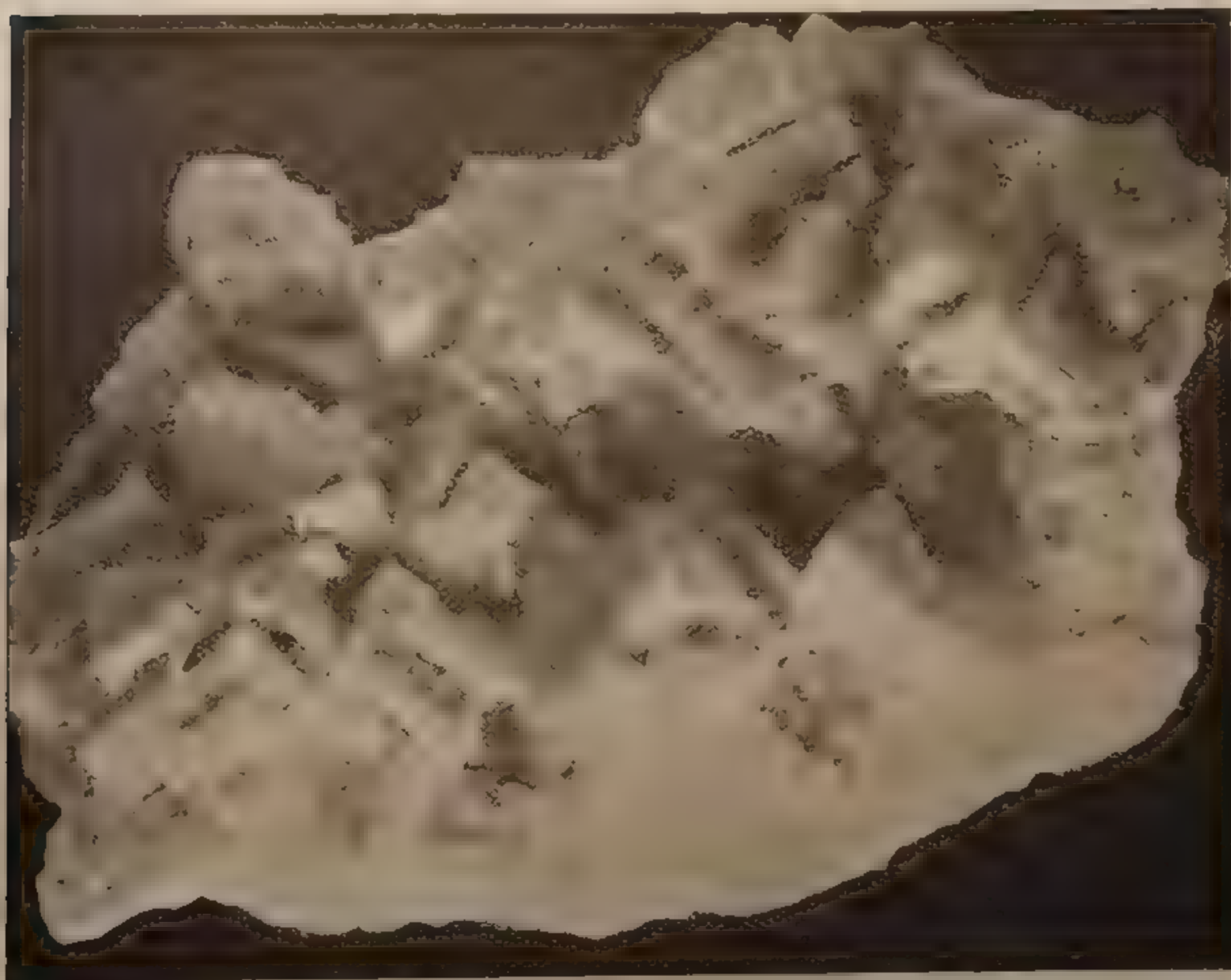



Fig. 128. - Gruppo di cristalli di cloruro di sodio in cubi a tremie.

lenta evaporazione di bacini marini: questi giacimenti hanno una stratificazione tipica, nella quale si susseguono sali diversi, poichè nella evaporazione dell'acqua si dovettero separare prima i sali meno solubili, poi gradatamente, sempre quelli più solubili: in generale il basamento è di argilla, arenarie o marne impermeabili, quindi si ha uno strato di gesso, al quale segue lo strato di salgemma assai più potente, talora intercalato da straterelli di altri sali, e finalmente nella parte più elevata si dovrebbe trovare uno strato formato da sali di potassio e di magnesio, che sono i più solubili, ma appunto per tal motivo questo strato in genere non si trova, poichè fu dila-

vato ed asportato dalle acque superficiali, a meno che sia stato protetto da uno strato argilloso impermeabile.

Località. — Uno dei giacimenti più importanti del mondo è quello di Wieliczka in Gallizia che occupa una superficie di 10 km² ed una profondità di 200-300 m. In Austria vi sono le miniere di Salzkammergut, dove però il salgemma è molto impuro: altri giacimenti estesi si hanno in Siberia; negli Stati Uniti (Lago Huron); a Stassfurt in Prussia, dove trovasi stratificato con altri importan-

Fig. 129. - Saline di Pirano.

tissimi sali di potassio e di magnesio, ecc. In *Italia* giacimenti importanti esistono a Volterra (Prov. di Pisa), a Lungro (Prov. di Cosenza) ed in Sicilia, dove si trova associato al solfo e al gesso.

Estrazione — Il cloruro di sodio estratto dai giacimenti terrestri dicesi esattamente *salgemma:* quando trovasi puro viene senza altro escavato ed usato come sale raffinato (così a Lungro); quando è misto ad argilla e gesso lo si scioglie in acqua che si fa quindi evaporare (così a Volterra). Molto cloruro di sodio si ricava pure dalle acque del mare, e in tal caso esso dicesi più esattamente *sal marino.*

L'operazione si compie nelle *saline* (fig. 129) che constano di quattro bacini convenientemente disposti lungo le rive del mare: l'acqua viene introdotta nel primo bacino dove col riposo si depositano le materie sospese e diventa limpida, quindi la si fa passare

nel secondo bacino dove per evaporazione si depositano il carbonato di calcio ed i sali di ferro; nel terzo si lascia depositare il gesso, e finalmente nel quarto si deposita la maggior parte di cloruro di sodio: quivi non si lascia svaporare tutta l'acqua onde evitare che si separino i sali di magnesio e potassio, bromuri, ecc. che sarebbero gli ultimi a precipitare; le acque, dette *acque madri*, contenenti questi sali, possono ancora essere utilizzate per estrarre i bromuri, quindi si ritornano in mare.

In Italia vi sono saline in Sardegna (Cagliari e Carloforte), e in provincia di Foggia, Ferrara, Ravenna.

Oggi si mette anche in commercio del sale niveo raffinato, che si ottiene dalle acque salso-bromo-iodiche di Salsomaggiore come prodotto secondario dell'estrazione dello iodio.

Usi. — Il sale trova importanti applicazioni, anzitutto nell'uso domestico per cucina: ogni persona consuma in media all'anno 7 kg. di sale: serve inoltre per pastorizia, per miscele frigorifere, per conservare sostanze alimentari, e per fabbricare il sodio ed il cloro ed i loro principali composti, come il carbonato di sodio, la soda caustica, il solfato di sodio, il solfuro di sodio, ecc. composti che trovano larghissime applicazioni industriali. Dato l'enorme consumo di cloruro di sodio ed il suo bassissimo costo, molti Stati ne hanno assunto il monopolio.

Nitro del Chile (o sodanitro). — *Nitrato di sodio* $NaNO_3$. Sistema *trigonale*.

Proprietà. — I cristalli, simili a quelli della calcite sono rari e poco regolari: in genere si presenta in masse granulari cristalline bianche o con colori vari per impurezze, con lucentezza vetrosa, o in incrostazioni e strati. Al tatto dà una sensazione di bagnato, sulla lingua un senso di fresco. È igroscopico, solubile in acqua; scaldato sul carbone scoppietta, colora la fiamma in giallo per la presenza del sodio.

Giacitura e località. — Forma estesissimi giacimenti stratificati nel Chile settentrionale, tra le Ande e l'Oceano, dove si ha un immenso deserto di circa 300 km. di lunghezza in cui il nitro ha potuto formarsi e restare per mancanza di pioggie. Quivi sotto uno strato superficiale di circa 1 m. formato da sale, gesso e sabbia, trovasi uno strato di parecchi metri di nitrato sodico greggio e impuro (detto *caliche*), mescolato con cloruri e solfati, e sali di iodio (iodati); il giacimento poggia sopra uno strato di ciottoli ed argilla. La sua origine è discussa: secondo alcuni proviene da nitrificazione di antiche guaniere, secondo altri dalla trasformazione di estesi depositi di alghe.

Usi. — Purificato dagli altri sali serve specialmente come concime in agricoltura e per la preparazione dell'acido nitrico e dei nitrati. Come però vedemmo in Chimica oggi il suo consumo va diminuendo col fiorire dell'industria dell'azoto atmosferico.

Composti del sodio.

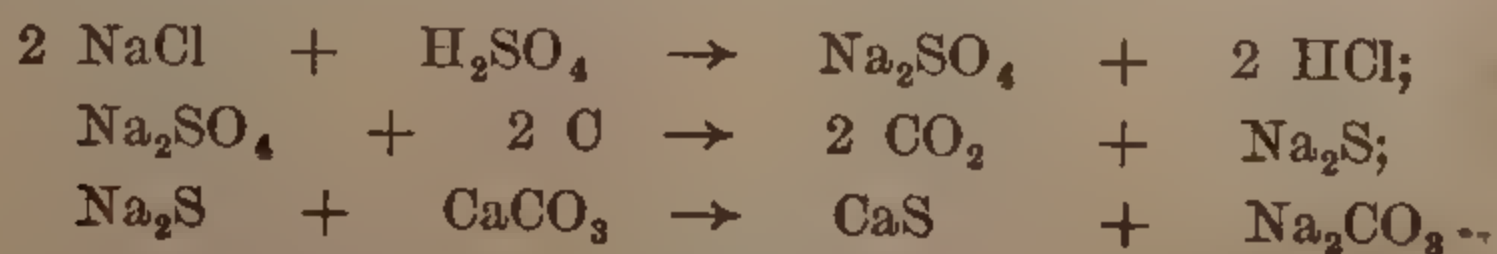
Carbonato di sodio o Soda Na_2CO_3. — Stato naturale. — In natura esiste in piccolissime quantità come efflorescenze sui terreni aridi dell'Egitto e dell'America meridionale, o come incrostazioni attorno a certi laghi salati che ne contengono disciolto: costituisce due minerali detti *natron* e *trona*, usati nell'antichità per la fabbricazione del vetro.

Preparazione. — Oggigiorno il carbonato di sodio, che costituisce un prodotto di largo consumo, è tutto preparato industrialmente.

La preparazione viene generalmente fatta con due metodi che fanno capo a due grandi industrie produttrici:

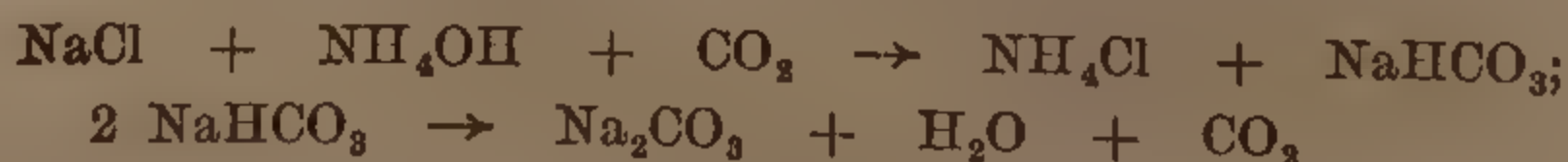
I. *Metodo Leblanc.*

Si scalda il cloruro di sodio con acido solforico; il solfato che se ne ottiene si scalda fortemente con carbone e carbonato di calcio; il carbone riduce il solfato in solfuro il quale reagisce sul carbonato di calcio per dare solfuro di calcio e carbonato di sodio:

$$2\,NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl;$$
$$Na_2SO_4 + 2\,C \rightarrow 2\,CO_2 + Na_2S;$$
$$Na_2S + CaCO_3 \rightarrow CaS + Na_2CO_3.$$

Questo metodo è ormai più poco usato.

II. *Metodo Solway.*

Si scioglie il cloruro di sodio in acqua con ammoniaca, cioè in idrossido d'ammonio, e si fa passare una corrente di anidride carbonica, con che si ottiene cloruro d'ammonio e bicarbonato di sodio. Il bicarbonato ottenuto, scaldato si trasforma in carbonato:

$$NaCl + NH_4OH + CO_2 \rightarrow NH_4Cl + NaHCO_3;$$
$$2\,NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

Il cloruro d'ammonio ottenuto nella prima reazione, decomposto con calce, rigenera l'ammoniaca che viene riutilizzata, così pure si utilizza l'anidride carbonica prodotta nella seconda reazione per farla gorgogliare nella prima. Questo metodo è il più usato.

III. Facendo passare una corrente di anidride carbonica in una soluzione di idrossido ottenuto elettroliticamente:

$$2\ NaOH + CO_2 \rightarrow H_2O + Na_2CO_3$$

Proprietà. — Il carbonato di sodio in commercio si chiama semplicemente *soda;* è un sale bianco, vitreo, limpido, cristallino (come tutti i sali di sodio), contenente 10 molecole di acqua di cristallizzazione che può essere persa all'aria, ed allora i cristalli prima si coprono e poi a poco a poco si possono trasformare tutti in una polvere bianca opaca; perciò noi diciamo che sono efflorescenti. La soda è solubilissima in acqua, pure solubile in alcool, la sua soluzione ha reazione basica (rende azzurre le cartine rosse di tornasole).

Usi. — È largamente usata nella fabbricazione dei saponi, dei vetri, della carta, nelle lavanderie, per lavare tessuti, nelle tintorie, e per preparare altri sali di sodio.

Idrossido di sodio o **Soda caustica** NaOH. — Nell'industria si ottiene sottoponendo all'elettrolisi una soluzione di cloruro di sodio, ottenendosi come prodotti secondari idrogeno e cloro (vedi la preparazione dell'idrogeno, fig. 11).

È un solido bianco cristallino deliquescente, ossia all'aria assorbe l'umidità e si scioglie in essa; si altera pure facilmente per azione dell'anidride carbonica ritrasformandosi in carbonato.

È solubilissimo in acqua e la soluzione avviene con sviluppo di calore. È una delle basi più energiche; attacca e scioglie le sostanze organiche; saponifica i grassi. Trova molti usi industriali analoghi a quelli della soda, e nella fabbricazione della seta artificiale.

POTASSIO

simb. K; peso at. 39,10; val. 1.

In natura non esiste allo stato libero; ma allo stato di cloruro (*silvite*), di silicati (es. *ortoclasio, leucite*) costituenti di rocce ed allo stato di carbonato nel terreno, utilizzato dalle piante alle quali è indispensabile, e nelle ceneri delle quali si trova poi in abbondanza.

Si prepara in modo analogo a quello usato pel sodio, ed ha caratteri fisici e comportamento chimico simili a quelli già accennati pel sodio; è alquanto più leggero (peso spec. 0,87) e fonde a temperatura più bassa (61°,5).

Anche i composti del potassio hanno grande analogia sia per i metodi di preparazione, sia per le loro proprietà, con quelli del sodio.

Minerali del potassio.

Silvite. — *Cloruro potassico* KCl. Sistema *monometrico.*

Proprietà. — Ha proprietà in tutto simili a quelle già viste del salgemma, dal quale si può subito distinguere perchè colora in viola pallido la fiamma incolora del gas: inoltre ha sapore salato-amaro sgradevole, ed è molto più solubile in acqua, specialmente calda, dove si arriva a sciogliere il 57 %.

Giaciture e località. — Siccome trovasi sciolto nelle acque del mare, ed è l'ultimo a depositare, dovrebbe costituire la parte superiore dei giacimenti di salgemma di origine marina, ma in generale manca, o perchè le acque depositanti si ritirarono prima della completa evaporazione non lasciando quindi i sali potassici, o perchè questi depositati in superficie furono in seguito sciolti ed asportati dalle acque di scorrimento superficiale.

I giacimenti ricchi di silvite sono quindi poco numerosi: fra i più importanti vi è quello di Stassfurt in Prussia dove la silvite è stratificata insieme a svariati altri sali aloidi non meno interessanti, quali la *carnallite* (cloruro di potassio e magnesio), la *kieserite* (solfato di magnesio), la *schönite* (solfato di potassio e magnesio), ecc.

Pure importante è il giacimento di Mulhouse in Alsazia che occupa un'area di 250 km² con una profondità di circa 1000 m. Prima della guerra mondiale la Germania aveva il monopolio assoluto dei sali potassici; oggi anche la Francia ne produce. *In Italia* mancano giacimenti di silvite; se ne trova in discreta quantità in Dancalia ed in altre località dell'Africa Orientale Italiana.

Leucite (1). — *Metasilicato di alluminio e potassio* $KAl(SiO_3)_2$. Sistema *monometrico* (fig. 130 e Tav. I, fig. 5).

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si presenta in icositetraedri molto regolari, quindi con aspetto monometrico: ma otticamente è birifrangente, quindi si ammette che i cristalli siano formati da lamelle del sistema tetragonale: a 620° diventa monorifrangente. I cristalli sono bianchi, vetrosi, translucidi od opachi con durezza 5-6, di grossezza variabile da un grano di miglio sino ad una noce.

Proprietà chimiche. — Quasi infusibile al cannello. Facilmente intaccata dall'acido solforico. Si altera all'aria come i feldspati, ai

(1) Dal greco *leukos* = *bianco*, pel suo colore.

quali è molto affine, tanto che si mette in un gruppo detto dei *feldspatoidi*.

GIACITURA. — Si trova esclusivamente nelle lave e nei tufi vulcanici geologicamente recenti; vi sono certe rocce che ne sono ricchissime (leucititi, leucitofiri, ecc.).

LOCALITÀ. — Estesissimi giacimenti di queste rocce leucitiche esistono in Italia nei vulcani laziali; anche le lave del Vesuvio contengono leucite.

FIG. 130. - Leucite dentro la lava.

USI. — La leucite in Italia da qualche anno va acquistando grande importanza, perchè si è riusciti ad ottenere da essa l'alluminio, e specialmente i sali potassici così importanti come concimi per l'agricoltura, e che noi finora importavamo dall'Europa centrale. La ricchezza in leucite italiana è stata calcolata in 9 miliardi di tonnellate; si tratta solo di migliorare i metodi di estrazione in modo da poter ottenere i sali potassici più a buon mercato.

Composti del potassio.

Nitrato di potassio KNO_3. — STATO NATURALE. — Il nitrato potassico, detto anche *salnitro* forma delle efflorescenze in alcuni terreni, in Egitto, in India, nel Chile e Perù, ma questi giacimenti hanno poca importanza, quindi il nitrato potassico deve essere fabbricato.

PREPARAZIONE. — 1° Anticamente si otteneva il nitrato potassico mediante un procedimento naturale, che viene detto processo di *nitrificazione* delle sostanze organiche, ossia le sostanze organiche azotate (come il letame, l'orina, ecc.) per azione di microrganismi e quando la temperatura è un po' elevata si decompongono facilmente dando origine ad ammoniaca; questa in presenza di aria, per azione di altri microrganismi viene ossidata e trasformata prima in acido nitroso e poi in acido nitrico, il quale appena si forma se si trova

nel terreno in contatto a carbonato di calcio, si combina formando nitrato di calcio. Su questa trasformazione si basavano le antiche *nitriere:* sotto tettoie si facevano mucchi di sostanze organiche azotate, mescolandole con della cenere di piante (la quale è ricca di carbonato potassico) ed umettando la massa: l'acido nitrico formatosi nella nitrificazione si univa col carbonato potassico per dare del nitrato potassico; questo sale si separava trattando quindi la massa con acqua nella quale è solubile, e facendo poi evaporare l'acqua.

2° Industrialmente si prepara il nitrato potassico trattando il nitrato di sodio con cloruro potassico:

$$NaNO_3 + KCl \rightarrow NaCl + KNO_3$$

Proprietà. — È un sale bianco cristallino solubilissimo in acqua ma molto più a caldo che non a freddo: infatti in acqua fredda si scioglie in proporzione del 13,20%, mentre nell'acqua bollente la sua solubilità sale al 247%.

Scaldato a temperatura elevata sviluppa ossigeno; sul carbone acceso *deflagra,* cioè schioppetta proiettando piccole particelle, e ravviva la combustione.

Uno degli usi più importanti del nitrato potassico è per la fabbricazione delle *polveri piriche.* La polvere pirica ordinaria è un miscuglio intimo costituito in media da

Nitrato potassico	75%
Carbone	13%
Solfo	12%

Provocando l'accensione in un punto di questa miscela essa brucia tutta d'un tratto, anche in uno spazio chiuso privo d'aria, perchè il carbone e il solfo bruciano a spese dell'ossigeno del nitrato potassico e si produce una gran quantità di gas, azoto ed ossido di carbonio: un chilo di polvere produce (alla temperatura dovuta alla combustione), circa 600 litri di gas i quali, generandosi istantaneamente in un piccolo volume, provocano una enorme pressione alla quale si deve lo scoppio e lo sforzo meccanico. La reazione è più violenta se la miscela è in polvere fina, se è a grana più grossa la violenza diminuisce. Oggi si preparano molti altri tipi di polveri piriche.

Concimi potassici. — I sali potassici sono indispensabili alla vita delle piante specialmente per la produzione degli zuccheri. Nel terreno si trova specialmente il carbonato proveniente dalla scompo-

sizione dell'ortoclasio contenuto nelle rocce dalle quali il terreno ha origine. Nei terreni però intensamente coltivati i sali potassici vengono a scarseggiare, quindi debbono essere somministrati sotto forma di concimi. I concimi potassici più usati sono il *cloruro di potassio*, cioè la silvite, ed il *solfato di potassio* proveniente come si disse da Stassfurt o da Mulhouse. Ora in Italia si incominciano ad usare le *leuciti* ridotte in polvere finissima, e sali solubili provenienti dalla trasformazione delle leuciti.

Ricordo che la *cenere* di legna è ricca di *carbonato potassico*, quindi è un ottimo concime.

* **Ammonio.** — Il sodio ed il potassio costituiscono un gruppo detto dei *metalli alcalini* perchè si combinano energicamente con l'acqua formando i rispettivi idrossidi che sono basi forti, e le basi forti si dicono *alcali* o *sostanze alcaline*. A questo gruppo appartiene anche l'*ammonio* NH_4, che è un radicale il quale però si comporta come un metallo; ciò fu già spiegato a pag. 78.

* **Concimi azotati.** — L'azoto costituisce uno degli elementi più importanti per la vita delle piante. Nel terreno si forma (come si studia trattando la nutrizione delle piante) per la trasformazione delle sostanze organiche azotate in nitrati; inoltre le leguminose hanno la facoltà di fissare l'azoto atmosferico. In agricoltura i concimi azotati più importanti sono:

Il *nitrato di sodio* o nitro del Chilì, spiegato nelle pagine precedenti; è solubile e di pronto effetto, quindi si dà di primavera.

Il *nitrato di calcio* si prepara in Italia dall'azoto atmosferico, ottenendo prima ammoniaca sintetica, poi ossidando questa in acido nitrico, e finalmente facendo agire l'acido nitrico sul carbonato di calcio. È preferibile al nitrato di sodio, perchè apporta al terreno anche il calcio.

Il *nitrato d'ammonio* ed il *solfato d'ammonio* sono ottimi concimi azotati; si fabbricano sia utilizzando l'ammoniaca delle acque di lavaggio dell'industria del gas illuminante, sia l'ammoniaca sintetica dell'industria dell'azoto atmosferico.

La *calciocianamide*, è un concime ad effetto assai più lento dei precedenti; si presenta in polvere nera finissima che puzza di acetilene. Si produce pure in Italia facendo combinare l'azoto atmosferico in forni elettrici a 2500° col carburo di calcio.

CALCIO

simb. Ca; peso at. 40,07; val. 2.

STATO NATURALE. — Non esiste libero in natura, ma abbondantissimi sono i suoi compòsti sia nel regno inorganico che organico. Allo stato di bicarbonato e di solfato trovasi anche disciolto nelle acque del mare e in quasi tutte le acque dolci: a queste acque gli organismi lo sottraggono continuamente per fissarlo allo stato di carbonato formando conchiglie o impalcature: nel terreno si trova allo stato di carbonato e di fosfato, sali che vengono utilizzati dalle piante, e che quindi ritroviamo nelle ceneri; l'organismo dell'uomo e dei vertebrati, contiene questi due sali che vengono introdotti cogli alimenti e che vanno in gran parte a costituire le ossa.

PREPARAZIONE. — Si prepara per elettrolisi del cloruro di calcio fuso.

PROPRIETÀ. — È un metallo di color bianco argenteo, tenace, malleabile, più pesante dell'acqua (dens. 1,8), poco più duro del piombo: coll'acqua reagisce energicamente come il sodio per dare *idrossido* $Ca(OH)_2$, quindi non si può conservare all'aria, ma si tiene, come il sodio, sotto petrolio od olio di vaselina. A caldo si combina direttamente con l'idrogeno per dare *idruro di calcio* CaH_2, coll'ossigeno per dare *ossido di calcio* CaO, coll'azoto per dare *azoturo di calcio* Ca_3N_2, cogli alogeni per dare i rispettivi sali, cloruro, fluoruro, ecc.

USI. — Si usa in metallurgia per purificare dal carbonio le leghe ed i metalli.

Minerali del calcio.

Calcite. — *Carbonato di calcio* $CaCO_3$. Sist. *trigonale* (fig. 131).

PROPRIETÀ FISICHE E CRISTALLOGRAFICHE. — È uno dei minerali che si trova più facilmente in cristalli anche voluminosi e regolari: le forme cristalline semplici e composte sono date da romboedri e scalenoedri allungati o corti, spesso combinati fra loro e col prisma esagono: i cristalli sono limpidi o torbidi, incolori o spesso colorati in giallo-rossiccio per la presenza di sali di ferro, hanno una viva lucentezza vetrosa. Spesso si trova in aggregati cristallini con struttura concrezionata, fibrosa, stalattitica, ecc. Frequenti sono le masse spatiche che dànno facilmente dei perfetti solidi di sfaldatura secondo il romboedro (vedi fig. 62). Una calcite spatica che dà solidi di sfaldatura trasparenti (vedi fig. 68) molto cercati per farne i *Ni-*

cole ed altri apparecchi ottici dicesi *spato d'Islanda.* Quando il carbonato di calcio trovasi in grande quantità, costituisce roccia, e dicesi *calcare:* in tal caso si presenta cogli aspetti più svariati secondo anche l'origine che può essere diversa, ma i calcari fanno parte dello studio delle rocce. La calcite ha durezza 3, peso spec. 2,72, ed è fortemente birifrangente.

Fig. 131. - Calcite: gruppo di cristalli scalenoedri

Proprietà chimiche. — È facilmente intaccata dagli acidi anche diluiti e freddi, producendo effervescenza per sviluppo di anidride carbonica (CO_2). Scaldata si decompone dando ossido di calcio (CaO) e CO_2. Si scioglie in acqua contenente CO_2 perchè si trasforma in bicarbonato di calcio solubile, ma quando l'acqua svapora si riforma il carbonato che si deposita o cristallizza.

Giaciture. - – La calcite in cristalli si trova con gran facilità ovunque vi siano o vi siano state acque calcaree: quindi spesso tap-

pezza le litoclasi dei calcari, le pareti delle grotte; inoltre accompagna in bei cristalli giacimenti metalliferi filoniani. Le località italiane ed estere sarebbero, a citarsi, innumerevoli.

Usi. — Prescindendo dalle numerose varietà di calcari, i cui usi sono svariati ed importanti, l'uso della calcite si limita esclusivamente a quello sovraccitato dello spato d'Islanda per istrumenti ottici.

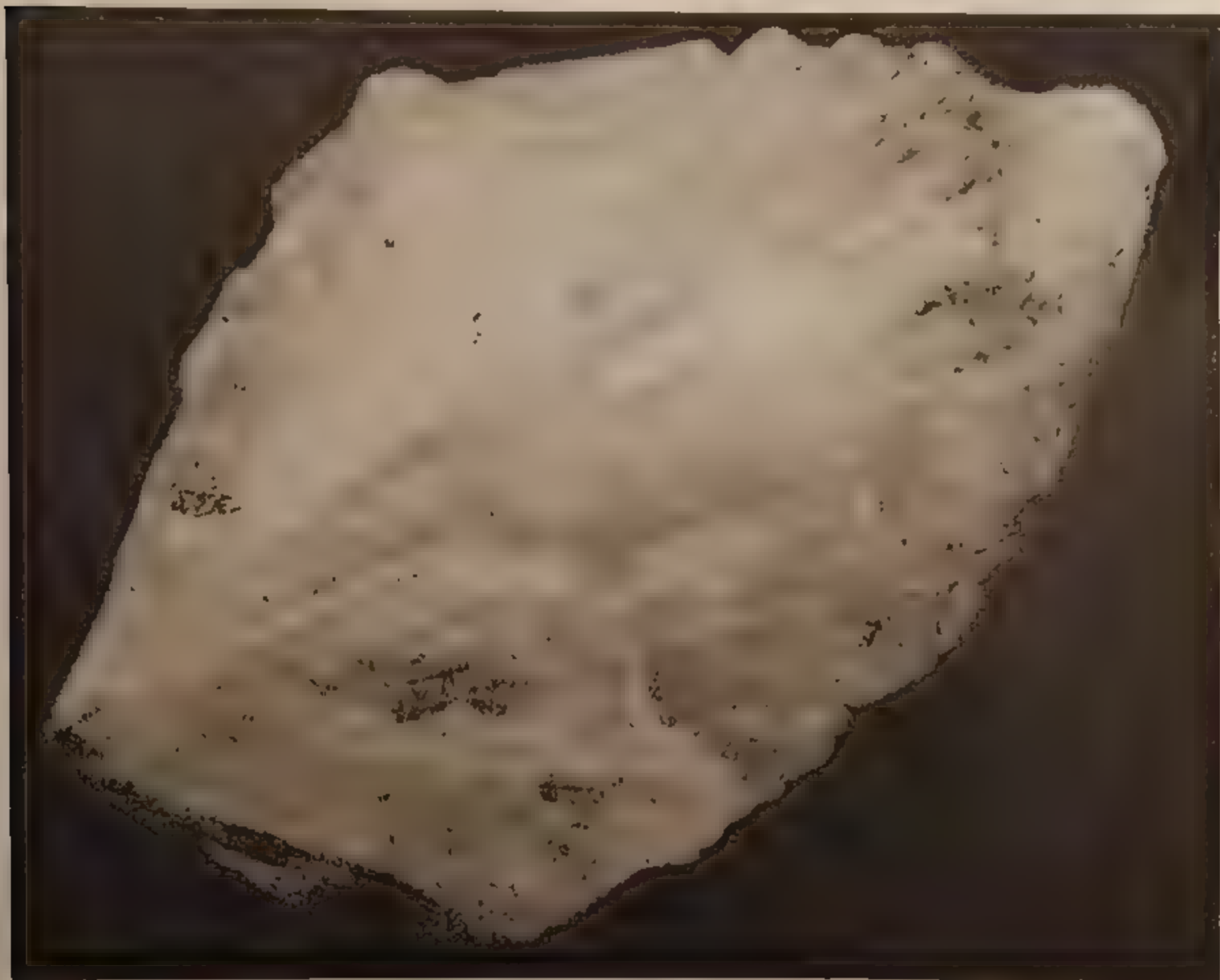



Fig. 132. - Aragonite in cristalli allungati.

*** Aragonite.** — *Carbonato di calcio* $CaCO_3$. Sistema *rombico*. Conviene ricordare un cenno su questo interessante minerale già citato più volte nella parte generale, che è dimorfo colla calcite pel sistema di cristallizzazione diverso.

Si presenta spesso in prismi rombici sottili e lunghi o in aggregati fibroso-raggiati (fig. 132) o pisolitici (fig. 58) o coralloidi detti *flos-ferri* (vedi fig. 56). Sono molto tipici grossi cristalli con simmetria pseudo-esagonale costituiti da parecchi prismi rombici saldati per le facce prismatiche in modo da formare dei prismi esagonali: bellissimi gruppi di questi cristalli si trovano in Sicilia, associati con il solfo (fig. 133).

Fig. 133. - Aragonite in cristalli pseudo-esagonali.

Fig. 134. - Geminato a ferro di lancia di gesso.

Gesso. — *Solfato idrato di calcio* $CaSO_4.2H_2O$. Sistema *monoclino* (fig. 134 e 135; vedi anche le figure 51 e 52).

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si trova assai spesso in bei cristalli talora limpidi e voluminosi, in generale risultanti dall'unione di due prismi (verticale o obliquo) con il pinacoide laterale. Sono pure frequenti i geminati caratteristici a *ferro di lancia*. Trovasi inoltre compatto, granulare, concrezionato, fibroso; molto spesso è spatico (var. *selenite* o *specchio d'asino*) con sfaldatura facile e perfetta secondo il pinacoide laterale, in modo che si possono ottenere lamine anche sottili con viva lucentezza vitrea e madreperlacea, che

Fig. 135. - Cristallo di gesso.

imitano alquanto nell'aspetto la mica muscovite. Vi è pure una varietà compatta, translucida in lastre sottili, ceroide, bianca o leggermente colorata o zonata, detta *alabastro* (più esattamente *alabastro gessoso* o *alabastro di Volterra*, per non confonderlo con l'alabastro orientale assai più raro e più pregiato per la sua bellezza e maggior durezza perchè è carbonato di calcio). Il gesso ha durezza 2 e peso spec. 2,3.

Proprietà chimiche. — Il gesso è solubile nell'acqua nei rapporti di gr. 2,5 per litro: scaldato a 120°-130° perde i $^3/_4$ dell'acqua di cristallizzazione e si trasforma in una polvere bianca amorfa detta *gesso cotto* che impastato con poca acqua si idrata *facendo presa*, cioè gonfiando, cristallizzando, indurendo e seccando rapidamente; se invece si scalda a temperatura più elevata perde tutta l'acqua e perde la facoltà di idratarsi e far presa.

Giaciture e località. — È minerale talmente diffuso che si considera pure come roccia, deve la sua origine in gran parte ad antichi depositi marini, essendo contenuto in quantità notevoli nelle acque del mare; quindi accompagna a strati i giacimenti di origine marina di salgemma, silvite, nitro del Chile, solfo, ecc. *In Italia* il gesso è diffusissimo sia sulle Alpi (gesso antico saccaroide) sia lungo l'Appennino sino in Sicilia: giacimenti importanti si hanno nel Monferrato, in Romagna, in Emilia, in Sicilia, ecc. spesso con inclusi bellissimi cristalli. L'alabastro proviene specialmente dalla provincia di Pisa.

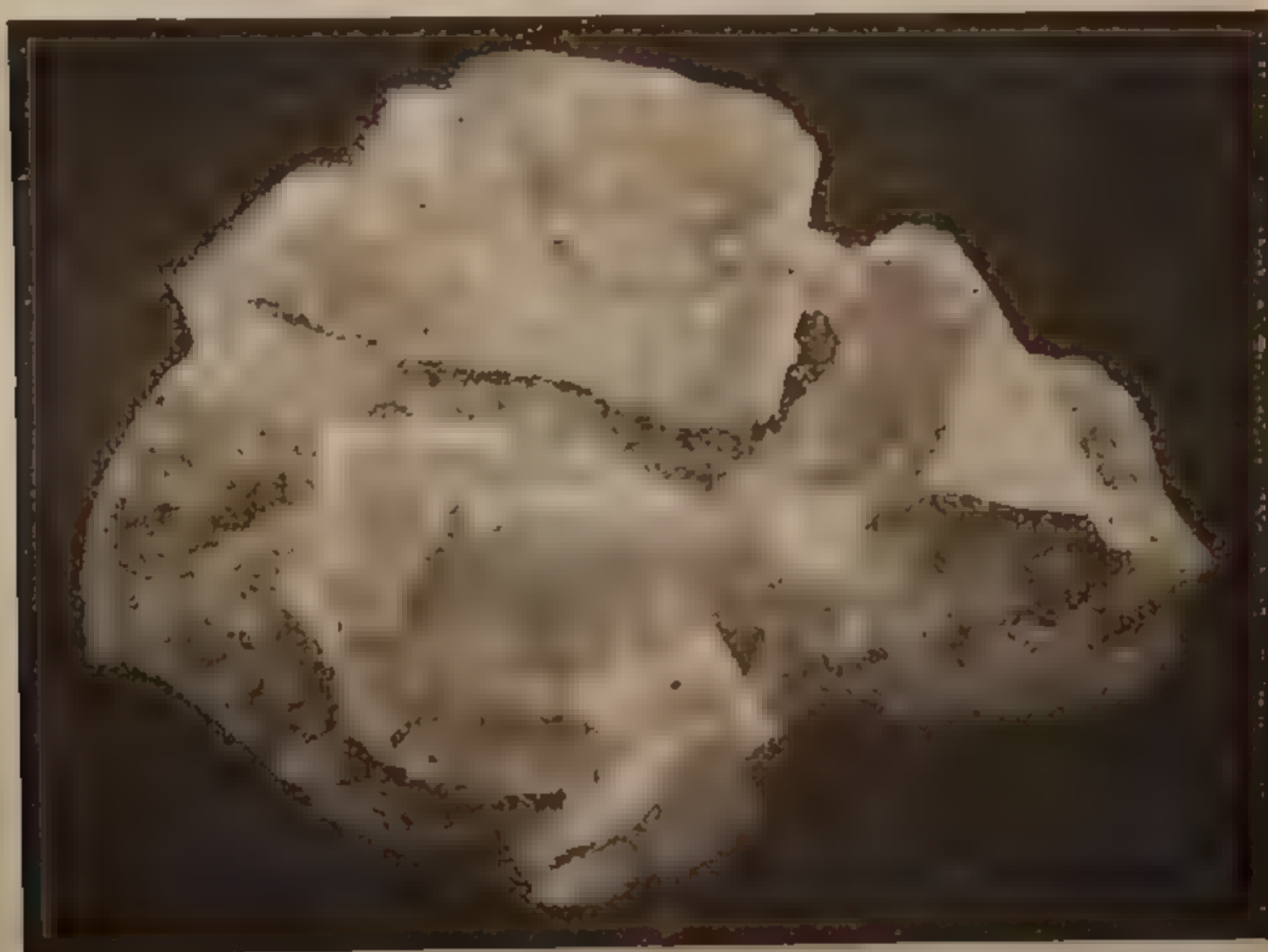



Fig. 136. - Fluorite in cristalli cubici.

Fluorite. — *Fluoruro di calcio* CaF_2. Sist. *monometrico* (fig. 136).

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Cristallizza generalmente in cubi talora voluminosi e molto regolari spesso combinati con facce di ottaedro: sono frequenti i geminati formati da due cubi compenetrati. Si trova anche in massa compatta con struttura granulosa o spatica (detta *spato-fluore*). In cristalli è trasparente ma raramente incolora, per lo più viola (Tav. I, fig. 2), gialla o verde. Talora può essere fluorescente. Dur. 4. Peso spec. 3,2. Sia i cristalli che le masse spatiche si sfaldano perfettamente secondo le facce dell'ottaedro.

Proprietà chimiche. — È insolubile in acqua, inalterabile all'aria; è attaccata dall'acido solforico concentrato con sviluppo di acido fluoridrico che smeriglia e corrode il vetro. Fonde facilmente.

GIACITURE. — È di origine endogena pneumatolitica: può formare giacimento a sè, ma più comunemente accompagna come ganga giacimenti di altri minerali.

LOCALITÀ. — *In Italia* si trova associata con la blenda in Val Brembana (Bergamasco) e con la galena in Sardegna: bei cristalli si trovano nel granito di Baveno, nel gneiss del S. Gottardo, nel marmo di Carrara. *Fuori Italia* si hanno giacimenti importanti negli Stati Uniti, in Inghilterra (Derbyshire e Cumberland) da dove provengono i più bei cristalli, in Germania (Halle), in Francia (Haute-Loire), ecc.

USI. — Una volta si usavano i cristalli belli per farne monili e ornamenti personali, colle masse voluminose si facevano vasi e decorazioni (per es. gli antichi vasi murini citati da Plinio). Oggi ha usi industriali, per la preparazione dell'acido fluoridrico, come fondente in metallurgia (specialmente nella elettro-metallurgia dell'alluminio), nella fabbricazione di smalti, di vetri opalescenti. I cristalli incolori sono ricercati per farne lenti speciali (apocromatiche).

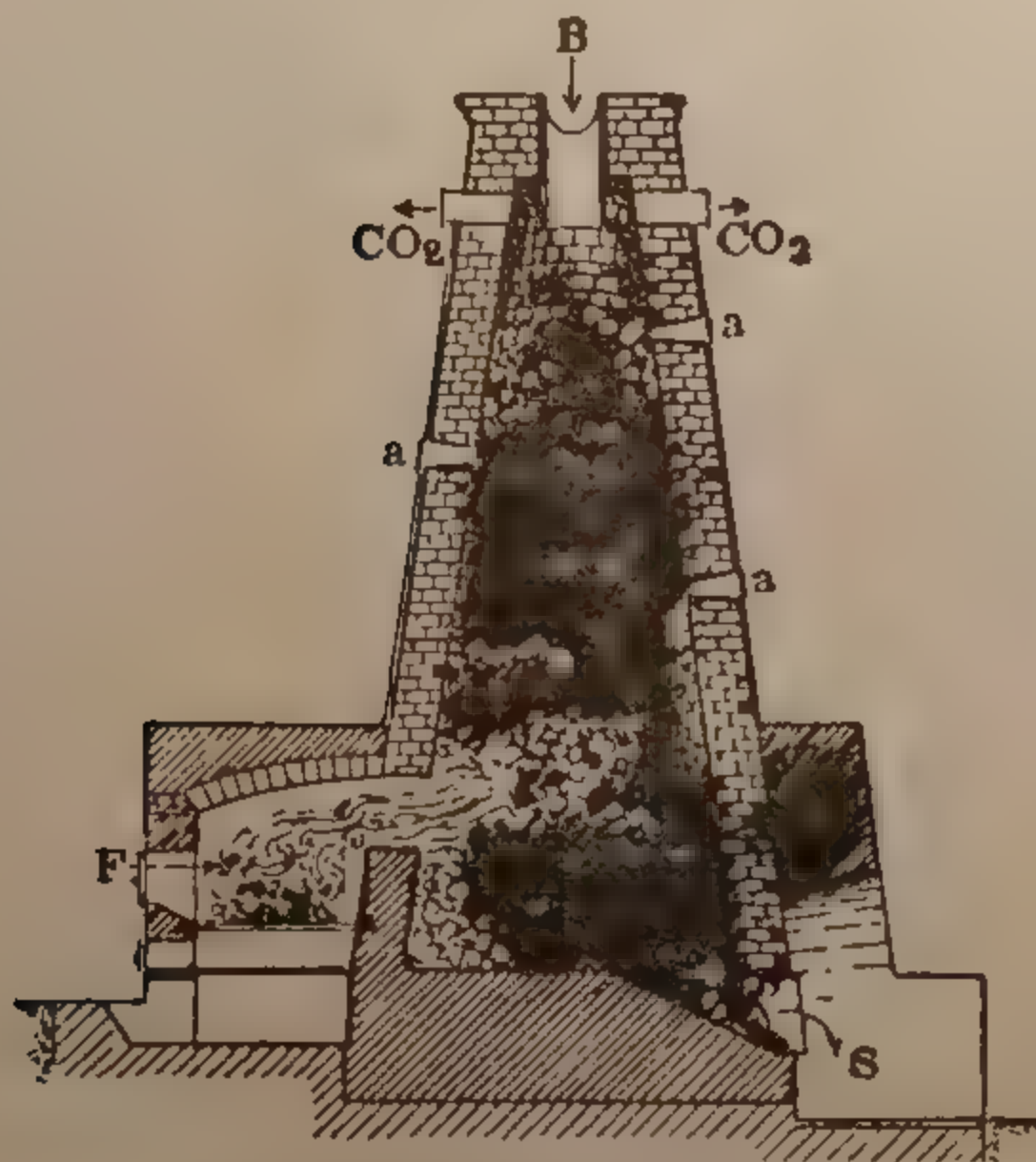



FIG. 137. - Fornace da calce
(*F* focolaio; *B* bocca di carica; *a* sportelli di controllo; *S* bocca di scarico).

Composti del calcio.

Ossido di calcio CaO. — Dicesi anche *calce viva* o semplicemente *calce:* si ottiene scaldando entro forni, detti *fornaci da calce* (fig. 137) la pietra da calce, cioè carbonato di calcio: la pietra si decompone sviluppando anidride carbonica:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

diventa porosa, friabile, bianca, costituendo appunto la comune calce viva. Invece delle fornaci che si caricano e poi si debbono

scaricare ad operazione finita, si preferiscono oggi i *forni continui* nei quali la pietra ed il carbone si mettono a strati, e permettono di usufruire l'anidride carbonica che si sviluppa.

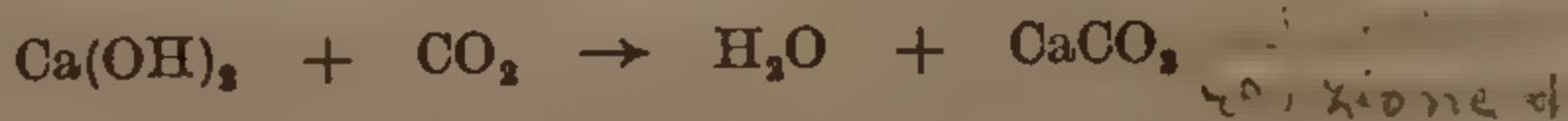
La calce viva è bianca, terrosa, friabile: scaldata fortemente emette una viva luce e a 3000° fonde. Reagisce con l'acqua e l'anidride carbonica trasformandosi in idrato e poi in carbonato, quindi all'aria si altera.

Idrossido di calcio $Ca(OH)_2$. — Dicesi anche *calce spenta;* si ottiene trattando l'ossido con acqua: la reazione avviene energicamente con sviluppo di calore (circa 300°) che può far bollire di colpo l'acqua:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

si ottiene così una poltiglia untuosa, adesiva, bianca, con azione caustica sui tessuti organici, quindi anche disinfettante: sbattuta con acqua in gran parte vi resta sospesa rendendo il liquido torbido e bianco come il latte, perciò dicesi *latte di calce,* ma col riposo la calce si deposita ed il liquido sovrastante ritorna limpido: in parte si scioglie, ma la sua solubilità nell'acqua è piccola, ed è maggiore a freddo che a caldo (1 parte su 700): la sua soluzione limpida dicesi *acqua di calce,* e viene usata in medicina; ha sapore leggermente caustico, e rende azzurre le cartine di tornasole; a poco a poco però si intorbida dando origine a carbonato di calcio insolubile. Il latte di calce si usa invece come materia imbiancante, ed ha potere antisettico.

Anche la calce spenta lasciata all'aria si combina con l'anidride carbonica per dare origine a carbonato:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow H_2O + CaCO_3$$

questo indurisce, dapprima alla superficie, poi lentamente nell'interno ricristallizzando e ritornando duro come la pietra da calce da cui si è originato.

Malte e cementi. — Su queste trasformazioni si basa l'impiego della calce per fare le *malte* usate nelle costruzioni.

Nella comune malta dei muratori la calce si mescola con sabbia, la quale anzitutto rende la massa più porosa, quindi facilita il passaggio dell'aria ed un più rapido indurimento; in secondo luogo impedisce che si formino screpolature dovute alla contrazione che avviene nell'indurimento, mentre i piccoli cristallini di carbonato di calcio si intrecciano colle particelle di sabbia, e in parte si combinano formando silicato di calcio, durissimo.

Per costruzioni aeree quella che si presta meglio è la *calce grassa* (o calce aerea), che è fatta con carbonato di calcio quasi puro (contenente meno del 5% di argilla) cotto a 700-800°.

Per costruzioni sott'acqua si usa la *calce idraulica* che indurisce anche sott'acqua: essa è fatta con calcare contenente 12-20% di argilla. I *cementi* si ottengono cuocendo a temperatura assai elevata (in media 1200°) calcari contenenti 20-30% di argilla (*cementi naturali*), o una miscela di calcare puro, silice e argilla (*cementi artificiali*), finchè si ha un principio di vetrificazione; secondo il rapporto tra le quantità di calcare e argilla ed a seconda della temperatura di cottura si ottengono cementi a *lenta presa* (10-12 ore), od a *rapida presa*, quando induriscono in pochi minuti.

Il cemento, oltre avere importanza nelle costruzioni, serve per fare tubi, lastre, pianelle per pavimenti, balconate, vasche, ecc. È poco intaccato dagli acidi, insolubile, duro, resistente, impermeabile. Dicesi *calcestruzzo* un miscuglio di cemento e ghiaia; un calcestruzzo con aste di ferro forma il noto *cemento armato* che oggi è molto usato per costruzioni o per fare travi, traversine ferroviarie, ecc.

Altri composti importanti del calcio sono l'*ipoclorito di calcio*, detto in commercio *tabrioc* ed usato come disinfettante e nell'imbianchimento dei tessuti; il *carburo di calcio* CaC_2 usato per ottenere l'acetilene.

MAGNESIO

simb. Mg; peso at. 24,32; val. 2.

Il magnesio non esiste libero in natura, ma trovasi allo stato di carbonato nella *magnesite*, nella *dolomite;* allo stato di silicato in molti minerali; e allo stato di solfato sciolto nelle acque del mare ed in alcuni giacimenti di origine marina.

Industrialmente si ottiene il magnesio metallico scomponendo mediante la corrente elettrica, il cloruro di magnesio fuso.

È bianco argenteo, duttile, malleabile, infatti può essere compresso in fili o in nastri: ha dens. 1,75, fonde a 651°. All'aria si copre lentamente di uno strato di carbonato e perde la lucentezza; con l'acqua si combina sviluppando idrogeno solo se l'acqua è bollente. All'aria brucia svolgendo luce bianchissima che può essere utilizzata per fotografie in luoghi oscuri; bruciando si combina in parte con ossigeno dando ossido di magnesio MgO, in parte con l'azoto stesso dando azoturo di magnesio Mg_3N_2: è un energico riducente e per tal motivo si usa per ottenere alcuni elementi (silicio, boro).

Minerali del magnesio.

Magnesite. — *Carbonato di magnesio* $MgCO_3$. Sistema *trigonale*.

PROPRIETÀ FISICHE E CRISTALLOGRAFICHE. — È rara in cristalli, può presentarsi con struttura spatica simile alla calcite. In generale però si trova in masse amorfe terrose bianche friabili (var. *giobertite*).

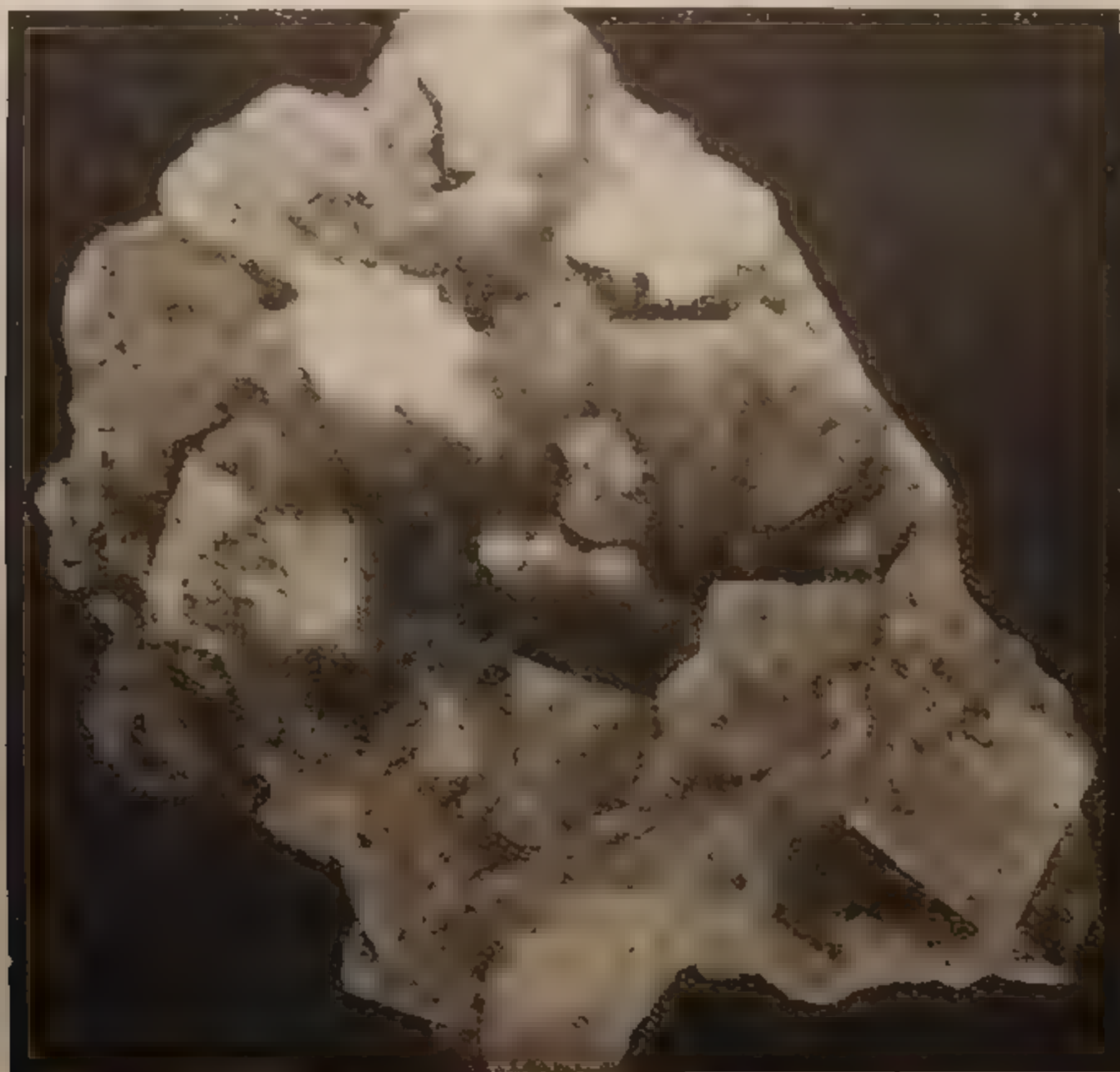



FIG. 138. - Dolomite in cristalli romboedri.

PROPRIETÀ CHIMICHE. — È infusibile. Gli acidi la intaccano bene con effervescenza solo se caldi.

GIACITURE. — Deriva dalla trasformazione di silicati di magnesio (vedi opale, pag. 145) o dalla dolomite. *In Italia* vi sono giacimenti sfruttati industrialmente in Piemonte (Casellette Torinese, Baldissero e Castellamonte nel Canavesano) e in Toscana (Castiglioncello presso Livorno).

USI. — Serve per preparare prodotti farmaceutici (purganti), per fabbricare ciprie, materiali refrattari, nonchè nell'industria della carta, dei tessuti, dei cementi, dei vetri.

Dolomite. — *Carbonato di calcio e magnesio* $CaMg(CO_3)_2$. Sistema *trigonale* (fig. 138).

Molto simile nell'aspetto alla calcite, ma cristallizza solo in romboedri: bei cristalli si trovavano a Traversella e Brosso sopra Ivrea. In grandi masse costituisce una roccia detta *dolomia* molto diffusa nelle Alpi Orientali.

***Serpentino** (1). — *Idrosilicato di magnesio* con ferro in quantità variabile. Sistema forse *rombico.*

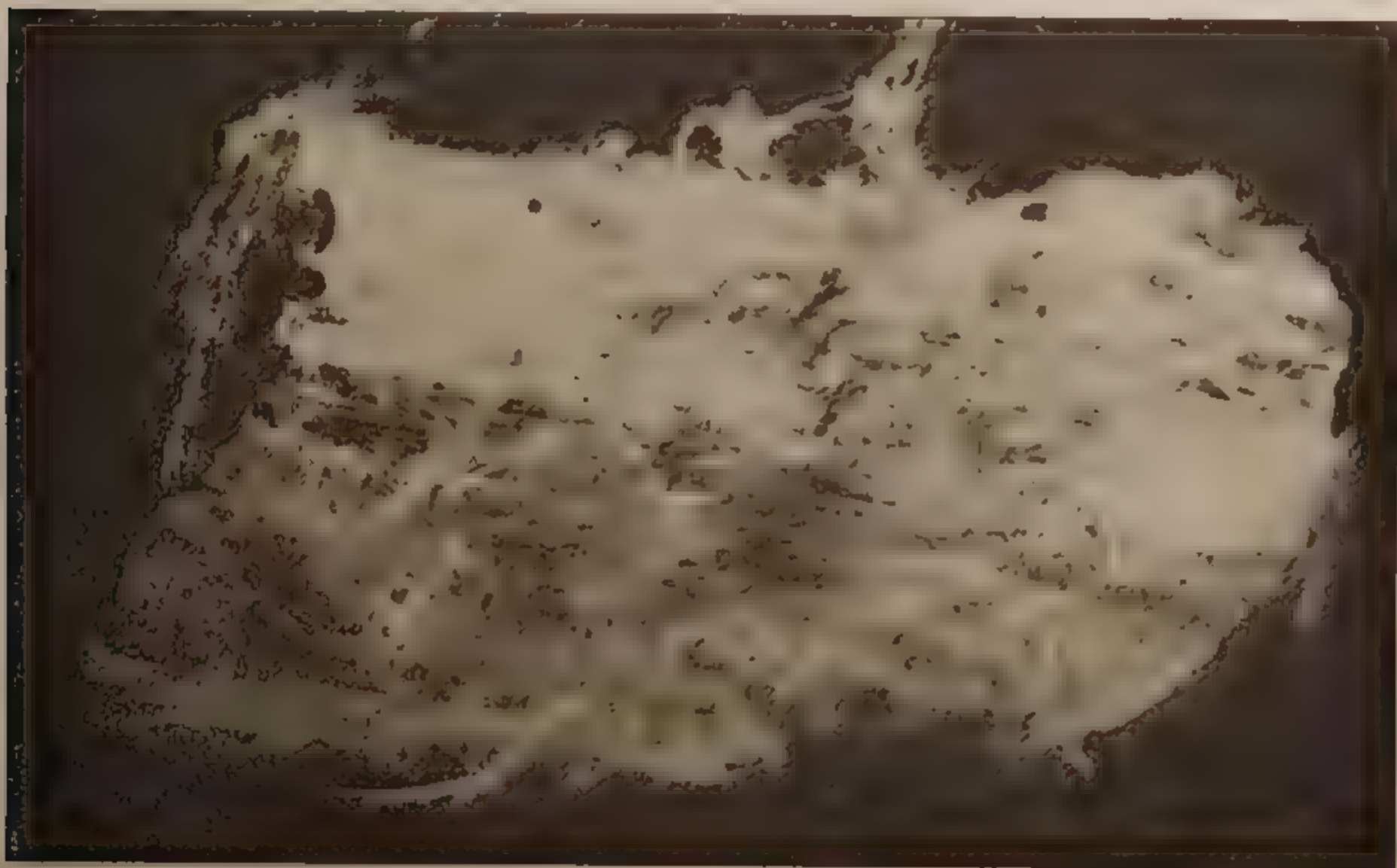



Fig. 139. - Serpentino, varietà amianto.

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Non si trova mai in cristalli distinti, quindi il sistema di cristallizzazione è dubbio, ma si ritiene rombico. In genere è compatto microcristallino a struttura fibrosa o lamellare, tenace, con durezza 3-4; il colore è variabile, raramente giallo pallido o giallo-verde un po' translucido (*serpentino nobile*), più spesso verde-oliva o verde-blu più o meno scuro sino quasi a nerastro secondo le percentuali di ferro (*serpentino comune*), talora con delle venature o macchie bianche o bianco-verdoline di carbonato di calcio (var. *oficalcite*), talora in ammassi stratificati sfaldabili (*serpentino-scisto*). Una varietà molto interessante è il *crisotilo* (2) che si presenta in fibre gialle o grige o verdi con bella lucen-

(1) Il nome proviene dal suo colore che si assomiglia a quello dei serpenti verdastri.
(2) Dal greco *chrysòs* = *aureo* e *tilos* = *fibra*, pel suo aspetto fibroso dorato.

tezza sericea, poco flessibili e grossolane: se le fibre sono bianche più lunghe, morbide, flessibili, tessili, si ha l'*amianto* (fig. 139).

Proprietà chimiche. — È difficilmente intaccato dagli acidi; scaldato sviluppa un po' di vapor acqueo; infusibile; le varietà ferrifere all'aria si alterano diventando giallastre, brune, rossastre per formazione di ossidi di ferro.

Giaciture.— Il *serpentino comune* si ritiene sia un minerale derivato per trasformazione da altri silicati di magnesio. Può essere talmente abbondante da essere considerato come roccia. Le *oficalciti* derivano dalla frantumazione dei serpentini comuni e dalla successiva cementazione dei frammenti per mezzo di carbonato di calcio depositato da acqua calcarea circolante. Il *crisotilo* invece si trova in vene dentro spaccature del serpentino comune.

Località. — *In Italia* il serpentino comune e le oficalciti sono molto abbondanti in svariati punti delle Alpi (specialmente Occidentali) e degli Appennini. L'amianto si trova in giacimenti sfruttati industrialmente in Val Malenco e in Val di Lanzo (Usseglio, Balangero). *Fuori Italia* la produzione più forte di amianto è data dal Canadà (Quebec).

Usi. — Il *serpentino comune* è uno dei materiali migliori per fare pietrisco da inghiaiamento stradale, perchè per la sua giusta durezza fa una buona massicciata. Le *oficalciti* vengono levigate ed usate come marmi ornamentali con nomi svariati (verde delle Alpi), verde di Susa, verde della Roia, verde di Prato, verde Polcevera, rosso di Levanto). L'*amianto* a fibra lunga viene utilizzato per fare corde e tessuti, quello a fibra corta impastato e compresso ci dà il cartone d'amianto, tutti materiali largamente usati come isolatori elettrici, termici e incombustibili: la fibra corta impastata con cemento dà un materiale detto *eternit* oggi molto usato per fare lastre, tubi, ecc.

Talco. — *Metasilicato di magnesio.* Sistema dubbio.

Proprietà fisiche e cristallografiche.— Si presenta in masse compatte granulose o lamellari con lamelle flessibili ma non elastiche, più raramente fibroso, con lucentezza grassa o madreperlacea, di colore bianco o bianco-verdognolo; una varietà molto compatta un po' translucida verdolina dicesi *steatite.* Il talco è tenero (dur. 1), si riga facilmente con l'unghia, è untuoso al tatto. È infusibile, cattivo conduttore del calore e dell'elettricità.

Proprietà chimiche. — Non è intaccato dagli acidi (salvo il fluoridrico); non si altera all'aria.

Giaciture. — È minerale di origine secondaria, cioè proviene, come il serpentino, dalla trasformazione di altri minerali; forma lenti

o strati entro gli scisti cristallini. Esso è inoltre molto diffuso come costituente di molti scisti detti per tal motivo talcosi.

Località. — *In Italia* i giacimenti più importanti si trovano in Piemonte nelle Valli del Pinerolese (Pellice, Chisone, Germanasca). *Fuori Italia* si trova in moltissime località. La produzione italiana è assai elevata, circa 30.000 Ton. con forte esportazione perchè il talco italiano è il migliore d'Europa.

Usi. — Ridotto in polvere serve come lubrificante secco col nome di polvere di sapone minerale (per ingranaggi di legno, per far scorrere tiretti nei mobili, per guanti e scarpe, tra la camera d'aria e il copertone, ecc.); per fare pastelli, ciprie, saponi; per dare il lucido e la consistenza alle carte; la varietà più compatta si lavora facilmente e viene usata per scrivere sulla lavagna, per segnare le stoffe (pietra dei sarti), per fabbricare materiali refrattari al calore e isolanti per elettricità.

* RADIO
e sostanze radioattive

Il *radio* fu scoperto verso la fine del secolo scorso dai coniugi Curie in un minerale, *uranite*, che era lavorato in Boemia per estrarne dei sali di uranio che si utilizzavano nell'industria di vetri e porcellane: i residui di detta lavorazione venivano usati empiricamente dalla popolazione del luogo a scopo terapeutico; da detti residui furono ottenute le prime quantità di composti del radio. In seguito furono scoperti numerosi elementi che hanno un comportamento analogo, e che perciò diconsi radioattivi: i principali sono l'*uranio*, il *pollonio*, l'*attinio*, il *torio*, tutti però con un potere radioattivo enormemente più piccolo rispetto a quello del radio. In seguito fu pure osservato che il radio è un elemento diffusissimo in natura, ma sempre in tracce minime; fenomeni di radioattività si hanno anche in acque sorgive, nell'acqua del mare, in molti terreni, e sino nell'aria stessa. I minerali radioattivi conosciuti sono circa 150; in questi il radio accompagna sempre l'uranio nei rapporti di gr. 0,38 ogni tonnellata di uranio: i minerali più ricchi e quindi più usati per l'estrazione del radio sono i seguenti:

Uranite (Pechblenda). — Minerale molto complesso contenente uranio, ferro, piombo, antimonio, solfo, ecc. e tracce di radio: una tonnell. di minerale puro contiene gr. 0,17 di radio. Si trova in Boemia, Sassonia, Cornovaglia, Carolina del Nord, Colorado, Canadà, Congo Belga.

Carnotite. — È un vanadato di uranio, con potassio, calcio, bario, ecc.; il suo nome deriva dall'ex Presidente della Repubblica francese, Carnot, al quale è stato dedicato; a differenza del precedente non si trova in masse compatte, ma disseminato nelle sabbie: da una tonn. di minerale si possono ricavare gr. 0,002 di radio. Si trova al Colorado, Florida, Australia.

Autunite. — È un fosfato di uranio e calcio: si presenta nella roccia sotto forma di vene formate da piccoli cristallini gialli: il minerale puro contiene gr. 0,0013 di radio %. L'autunite ha preso il nome dal paese di Autun in Francia, dove fu trovata; in seguito si rinvennero giacimenti più importanti in Portogallo, Australia e Madagascar: è l'unico minerale ricco che trovasi in Italia (presso Mondovì).

Estrazione. — Il radio si estrae con procedimenti fisici e chimici lunghi e complicati, sui quali non è il caso di intrattenerci. In genere non lo si ottiene allo stato di metallo libero: questo è argenteo, insolubile, all'aria annerisce rapidamente perchè si altera; sinora fu ottenuto solo in quantità piccolissime. Dai procedimenti di estrazione il radio si ottiene allo stato di *bromuro di radio*, sale bianco solubile in acqua, ed in genere non si ottiene puro, ma mescolato con bromuro di bario. Il sale radioattivo così ottenuto, cioè una miscela di bromuri di radio e di bario, si conserva in tubetti di platino o d'oro, saldati alla fiamma e rinchiusi a loro volta in astucci speciali.

Produzione. — Circa l'80% della produzione mondiale è data dagli Stati Uniti, dove si ricava dalla carnotite; notevoli quantità sono prodotte dalla Francia che utilizza l'autunite del Portogallo; dal Belgio, specialmente con l'uranite che ricava dalle miniere di Catanga dell'alto Congo; minima invece è la produzione dell'Inghilterra. La produzione mondiale si calcola in grammi.

Proprietà. — Il radio, nonchè il bromuro e tutti gli altri sali del radio, hanno la proprietà di emettere continuamente calore, ed una debole luce visibile nella oscurità cioè sono fosforescenti; producono odore di ozono perchè ozonizzano l'aria, decompongono l'acqua, ionizzano l'aria rendendola conduttrice, rendono fosforescenti alcuni corpi, come il diamante, alterano i tessuti animali producendo delle piaghe difficilmente guaribili, uccidono i microrganismi, emettono un gas (*emanazione*) e delle radiazioni speciali (*radioattività*).

Emanazione radio. — È un gas prodotto continuamente, e si considera come un elemento diverso dal radio, chiamato anche *niton* (Nt) o *radon* (Rn) o *emanazione* (Em): questo gas viene emesso in quantità minori anche da sali in soluzione: è incoloro con peso

atomico 222, si può liquefare, è chimicamente inattivo: si ammette si vada trasformando in corpo a peso atomico minore.

RADIOATTIVITÀ. — È la proprietà del radio e suoi composti di emettere speciali radiazioni chiamate raggi α, β, γ.

Raggi α. — Si considerano come atomi di elio con due cariche positive: sono emessi con velocità come quella della luce, cioè 300 mila km. al minuto secondo, velocità che però diminuisce nel passaggio attraverso alla materia, e poi si annulla. Costituiscono la massima parte della radioattività, hanno debole potere penetrante, sono deviati debolmente da un campo magnetico: corrispondono ai raggi anodici.

Raggi β. — Sono elettroni proiettati dall'atomo con velocità varia; sono meno abbondanti dei raggi X, più penetranti; sono elettropositivi; facilmente deviati da un campo magnetico; corrispondono ai raggi catodici.

Raggi γ. — Rappresentano il 10% della radioattività, sono di natura ondulatoria come i raggi X, ma con lunghezza d'onda più corta, quindi molto più penetranti attraverso i corpi; non sono deviati dal campo magnetico.

DISINTEGRAZIOVE ATOMICA. — Riferendoci alla struttura elettronica dell'atomo spiegata a pag. 42, si spiega la radioattività ammettendo che sia dovuta ad una spontanea disintegrazione degli atomi con emissione di un grande numero di protoni ed elettroni in modo che detti elementi sono destinati a trasformarsi in altri con complessi atomici stabili.

ALLUMINIO

simb. Al; peso at. 27; val. 3.

STATO NATURALE. — L'alluminio non si trova libero in natura, ma vi è diffusissimo, combinato specialmente sotto forma di ossidi e di silicati sia nelle rocce, sia nel terreno sotto forma di argilla.

ESTRAZIONE. — L'alluminio oggi si estrae quasi tutto dalla bauxite (sesquiossido idrato d'alluminio $Al_2O_3 . nH_2O$); questa viene mescolata con floruro di alluminio artificiale AlF_3; la miscela si fonde entro forni elettrici le cui pareti rivestite di carbone funzionano da polo negativo, mentre nella massa fusa pesca un fascio di carboni o di grafite funzionante da polo positivo (fig. 140); facendo passare la corrente elettrica, il fluoruro d'alluminio si scompone e l'alluminio fuso si raccoglie sul fondo mentre il fluoro, che tende ad andare al polo positivo, si combina con l'alluminio della bauxite per rigenerare

nuovo fluoruro di alluminio; così si prosegue aggiungendo nuovo ossido. Oggi in Italia oltrechè dalla bauxite, della quale abbiamo estesi giacimenti, si ottiene dell'alluminio anche dalla leucite mentre si preparano contemporaneamente i sali potassici per l'agricoltura.

Proprietà. — È un metallo di color bianco-azzurrognolo; assai duttile e malleabile, tanto che si può ridurre in fogli dello spessore di 7 millesimi di millimetro; fra i metalli di uso corrente è uno dei più leggeri (dens. 2,6); fonde a 658°. All'aria si altera solo in leggero strato superficiale (formando idrato), perdendo la lucentezza viva, ma l'alterazione non procede in profondità. È intaccato facilmente dall'acido cloridrico, più difficilmente dal solforico e non dal nitrico ed è pure intaccato dalle sostanze alcaline dando origine ad alluminati. Il sapone stesso intacca l'alluminio, e quando questo contiene impurezze (specialmente sodio) è intaccato anche dall'acqua. In polvere o in sottili lamine brucia nell'aria producendo una luce vivissima come quella del magnesio: a caldo è un energico riducente. L'alluminio ha poca resistenza alla trazione; si scalda con molta difficoltà; non si può lavorar bene colla lima perchè la impasta.

Fig. 140. - Metallurgia dell'alluminio. (*A* fascio di elettrodi di grafite; *B* rivestimento interno di grafite; *C* minerale fuso; *D* valvola per la colata; *E* vasca per raccogliere il metallo).

Usi. — Pei gravi difetti che presenta, l'alluminio non si presta a tutti quegli usi ai quali si sperava poterlo adibire. Viene usato specialmente per fare pezzi leggeri di macchine (per automobili e aeroplani) che non debbano sopportare gravi sforzi; è molto impiegato per utensili da cucina, per apparecchi da chirurgia e da alpinismo; per condutture elettriche; in fogli sottili sostituisce i fogli di stagnola per avvolgere sostanze alimentari. Una applicazione importante trova nella saldatura autogena col metodo Goldschmidt: questa si compie mettendo tra le parti di acciaio o ferro da saldare una miscela di ossido di ferro e polvere di alluminio, iniziando quindi la combustione questa prosegue con sviluppo tale di calore che il ferro fonde, e penetra fra le parti da saldare; questo stesso metodo si applica per ottenere alcuni metalli dai rispettivi ossidi. L'alluminio si usa molto per fare delle leghe leggere fra le quali ricordiamo il *bronzo leggero d'alluminio* (90% d'alluminio e 10% di rame) di

color giallo-oro, durissimo ed elastico usato per fare pezzi di macchine, specialmente di automobili, aeroplani e dirigibili; *l'ottone all'alluminio* che oltre rame e zinco, contiene 5-6% di alluminio, il quale fa aumentare la tenacità; il *durallumìnio* contenente piccole quantità di rame 4-5% di magnesio (0,5-1%) e di manganese (0,5-0,8%) è molto resistente e leggero, e preferito nelle costruzioni per automobili e aeroplani.

La produzione italiana di alluminio è di circa 14 mila tonnellate annue, ed è destinata a salire per le enormi riserve che l'Italia possiede di bauxite e di leucite.

Minerali dell'alluminio.

Bauxite (1). — *Ossido idrato di alluminio* $Al_2O_3 . nH_2O$. *Amorfo colloidale.*

Proprietà. — Si presenta in masse compatte con aspetto terroso, spesso inglobanti numerosi piccoli noduli, talora pisolitica, di color giallo o rossiccio per impurezze di ossidi di ferro; contiene anche notevoli quantità di argilla, di caolino, di calcare, di silice, di carbonato di magnesio, ecc. È infusibile e pochissimo intaccata dagli acidi.

Giaciture e località. — Probabilmente la bauxite è il risultato di una particolare alterazione di certe rocce specialmente ricche di feldspati, o calcareo-argillose.

L'*Italia* è molto ricca di questo minerale: estesi giacimenti esistono nell'Abruzzo (prov. d'Aquila), nell'Istria e nella Dalmazia. *Fuori Italia* si hanno giacimenti importanti in Francia (a Baux), negli Stati Uniti, in Carniola.

Usi. — È il più importante minerale usato per ottenere l'alluminio. Quando non contiene troppi ossidi di ferro si impiega pure nella fabbricazione di materiali refrattari e di abrasivi (per es. l'*alundum*).

Corindone. — *Sesquiossido d'alluminio* Al_2O_3. Sist. *trigonale.*

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si trova in cristalli prismatici e bipiramidali con lucentezza adamantina raramente incoloro, per lo più rosso (*rubino*) o azzurro (*zaffiro*), talora violetto (*ametista orientale*), giallo (*topazio orientale*) o verde (*smeraldo orientale*); la parola «orientale» viene aggiunta per distinguere queste pietre da altre dello stesso colore e dello stesso nome. I rubini e gli

(1) Il minerale ha preso il nome dell'importante giacimento di *Baux* in Francia (Provenza).

zaffiri (Tav. II, fig. 9 e 10) sono le gemme più pregiate. La durezza è molto elevata 9, peso spec. 4.

Varietà. — *Smeriglio:* è una varietà compatta granulosa, di color grigio-nero, contenente ossidi di ferro.

Proprietà chimiche.— All'aria non si altera; non è intaccato da nessun acido, neppure dal fluoridrico; è infusibile al cannello.

Giaciture e località. — I *cristalli* si trovano in giacimenti alluvionali provenienti dalla disaggregazione di calcari saccaroidi e scisti cristallini. I più notevoli sono quelli di Birmania, del Siam e di Ceylon, dell'Australia e degli Stati Uniti (Montana). Da noi furono trovati piccoli cristallini non utilizzabili nelle sabbie del Vicentino.

La varietà *smeriglio* trovasi specialmente in Grecia (Naxos), in Asia Minore (Smirne), negli Stati Uniti (Massachusetts) e nel Canadà (Ontario).

Usi. — I bei cristalli costituiscono pietre ornamentali fra le più pregiate, per quanto oggi l'industria sia riuscita a riprodurle perfettamente. La varietà smeriglio è usata nell'industria degli abrasivi.

Ortoclasio od **Ortose** (1). — *Trisilicato d'alluminio e potassio* $KAlSi_3O_8$. Sistema *monoclino* (fig. 141, vedi anche Tav. I, fig. 4).

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si trova con molta frequenza in grossi cristalli prismatici tozzi o slanciati con aspetto simile a porcellana, bianchi, giallognoli, rosati o rossastri: molto spesso in vari tipi di geminazioni. Ha sfaldatura perfetta secondo i piani ortogonali. Nelle rocce vulcaniche si trova una varietà limpida, trasparente detta *sanidino*, pure limpida è la varietà *adularia* che trovasi sul Gottardo e nel Tirolo, talora coperta da un leggero strato verde di pagliuzze di clorite. A Ceylon si trova una varietà trasparente che presenta bei riflessi interni azzurri, detta *pietra di luna* usata come gemma.

Proprietà chimiche. — È difficilmente fusibile; non è intaccato da acidi salvo il fluoridrico. In natura per l'azione combinata della anidride carbonica e dell'acqua si altera dando origine a carbonato potassico e caolino: questa trasformazione, importante perchè a sua volta il caolino concorre nella formazione del terreno, è comune a tutti i feldspati, e dicesi *caolinizzazione*.

Giaciture. — L'ortoclasio si trova in cristalli isolati o in gruppi

(1) Il nome deriva da *orthòs* = *retto* e *klàsis* = *rottura*, perchè in virtù della sfaldatura si rompe dando angoli di 90°.

nelle rocce vulcaniche sia intrusive (graniti) sia effusive (trachiti, lave). È poi molto diffuso come costituente di numerose rocce.

Località. — L'ortoclasio comune si trova in bei cristalli nei graniti di Baveno e dell'Isola d'Elba.

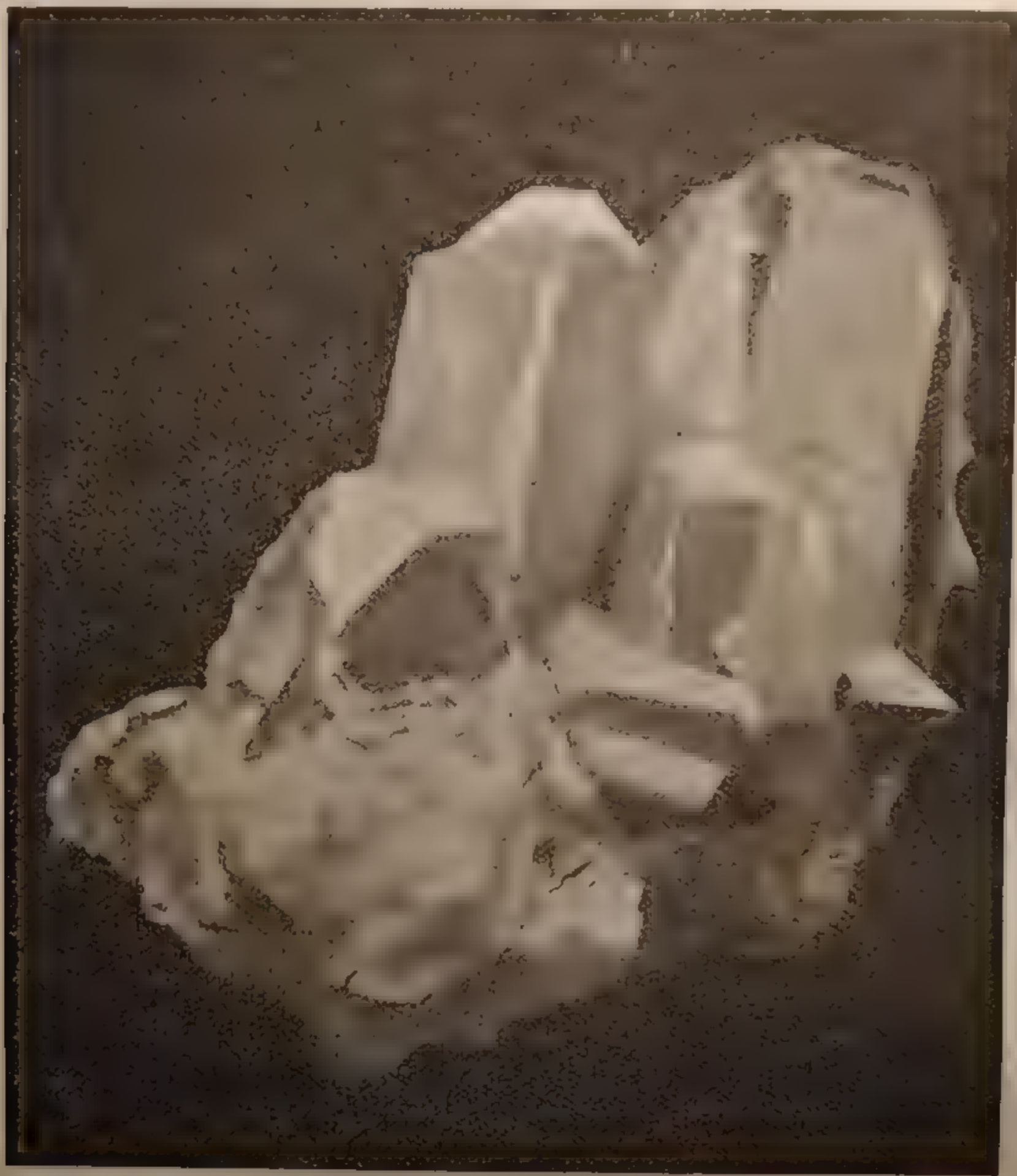



Fig. 141. Cristalli di ortoclasio.

Usi. — Serve per fare smalti a fuoco mescolato con altri minerali, e nella fabbricazione di porcellane.

L'ortoclasio appartiene ad un gruppo importante di silicati detti *feldspati*, che sono tutti silicati di alluminio, più sodio o potassio o calcio: cristallizzano nel sistema monoclino (*ortoclasi*) o nel triclino (*plagioclasi*); sono abbondanti come costituenti di rocce; tutti alterandosi dànno origine a caolino e ad argilla.

Mica (1). — La mica è un *ortosilicato di alluminio* e *potassio*, talora contiene anche notevoli quantità di ferro e magnesio. Cristallizza nel sistema monoclino con una struttura lamellare fogliacea facilmente sfaldabile in modo che si possono ottenere delle laminette sottilissime, flessibili, elastiche. Spesso le lastre hanno un contorno esagonale presentando così una pseudosimmetria esagonale: in genere ha lucentezza madreperlacea, trasparente in lamine sottili, mentre in lamine spesse è più o meno opaca e variamente colorata secondo la composizione chimica. In base a ciò si hanno numerose varietà: le più note sono la muscovite e la biotite.

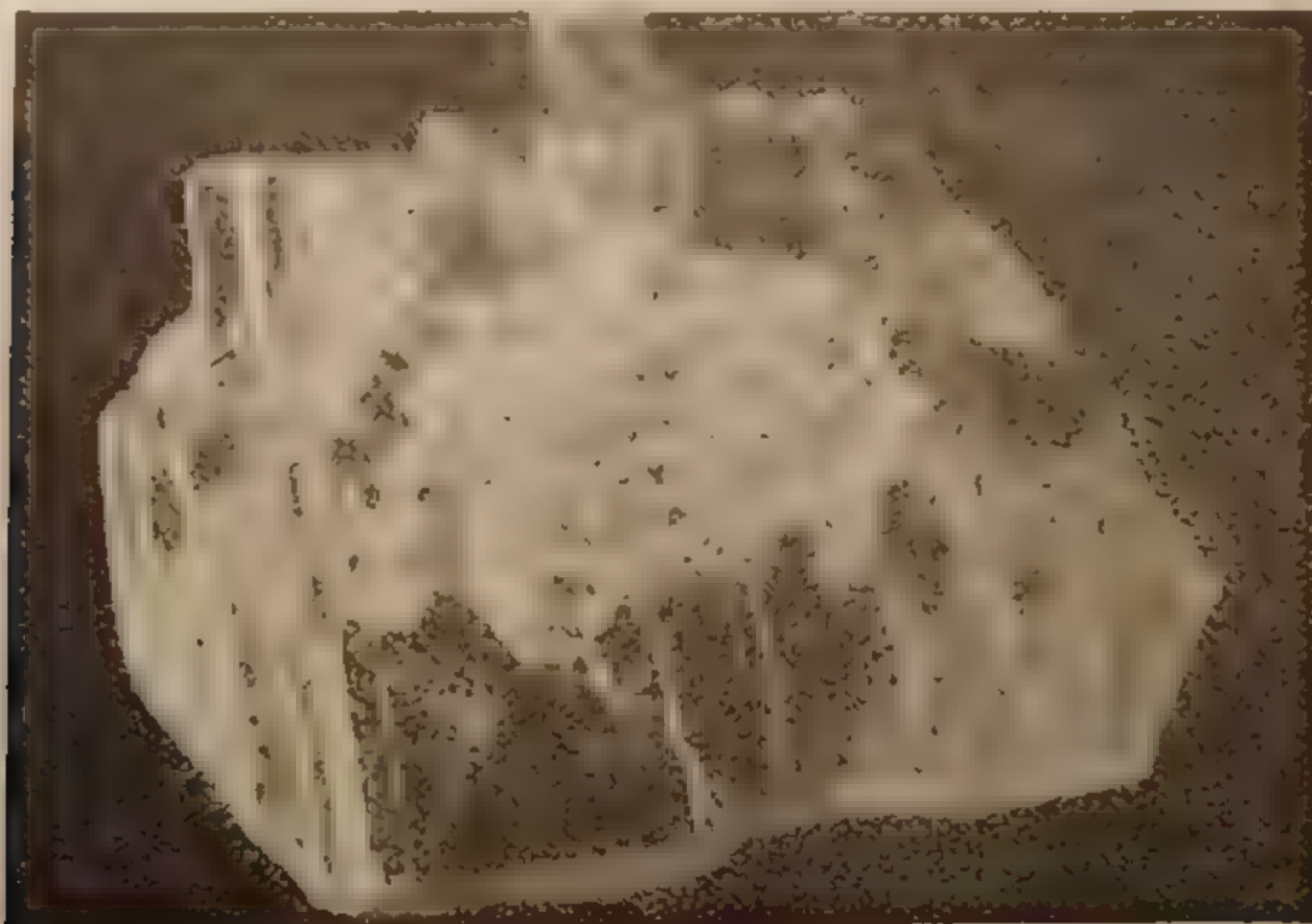



Fig. 142. - Mica muscovite con quarzo.

La muscovite (fig. 142 e 143) (2) è la mica più tipica; essa si presenta in grandi lamine sfaldabili di color gialliccio o verdolino, ma che ridotte in fogli sottili sono incolore e trasparenti, sono molto elastiche, infrangibili, cattive conduttrici del calore e dell'elettricità Durezza 2-2,5. È infusibile, intaccata solo dall'acido fluoridrico, inalterabile all'aria.

Si trova in grandi lastre entro rocce granitiche a grana molto grossa (pegmatiti). In lastre più piccole è diffusissima come costituente di numerose rocce (gneiss, graniti, micascisti, ecc.), e siccome è inalterabile la ritroviamo come costituente delle sabbie che provengono dalla disaggregazione delle rocce suddette; sia alle rocce che alle sabbie comunica sotto l'azione del sole un tipico luccichio.

(1) Il nome di mica deriva dal latino *micare* = splendere (per la sua lucentezza).
(2) Il nome deriva da *vitrum Muscoviticum*, perchè usato anticamente come vetro per finestre nella città di Mosca.

Località. — *In Italia* si trova al S. Gottardo, a Olgiasca, Craveggia, Vall'Antrona, ecc. ma in lastre troppo piccole. Le lastre grandi usate industrialmente provengono dal Brasile, India e Canadà; abbiamo un bel giacimento in Eritrea nell'Africa Orientale.

Usi. — Serve per fare finestre per stufe, forni, lanterne; oggi è molto ricercata come isolante elettrico per la fabbricazione di svariati apparecchi.

La **biotite** è la *mica ferro-magnesifera* più comune. È di colore bruno o verde scuro sino a nero: non si trova mai in grandi lamine, ma sono comuni piccole laminette sovrapposte in modo da formare

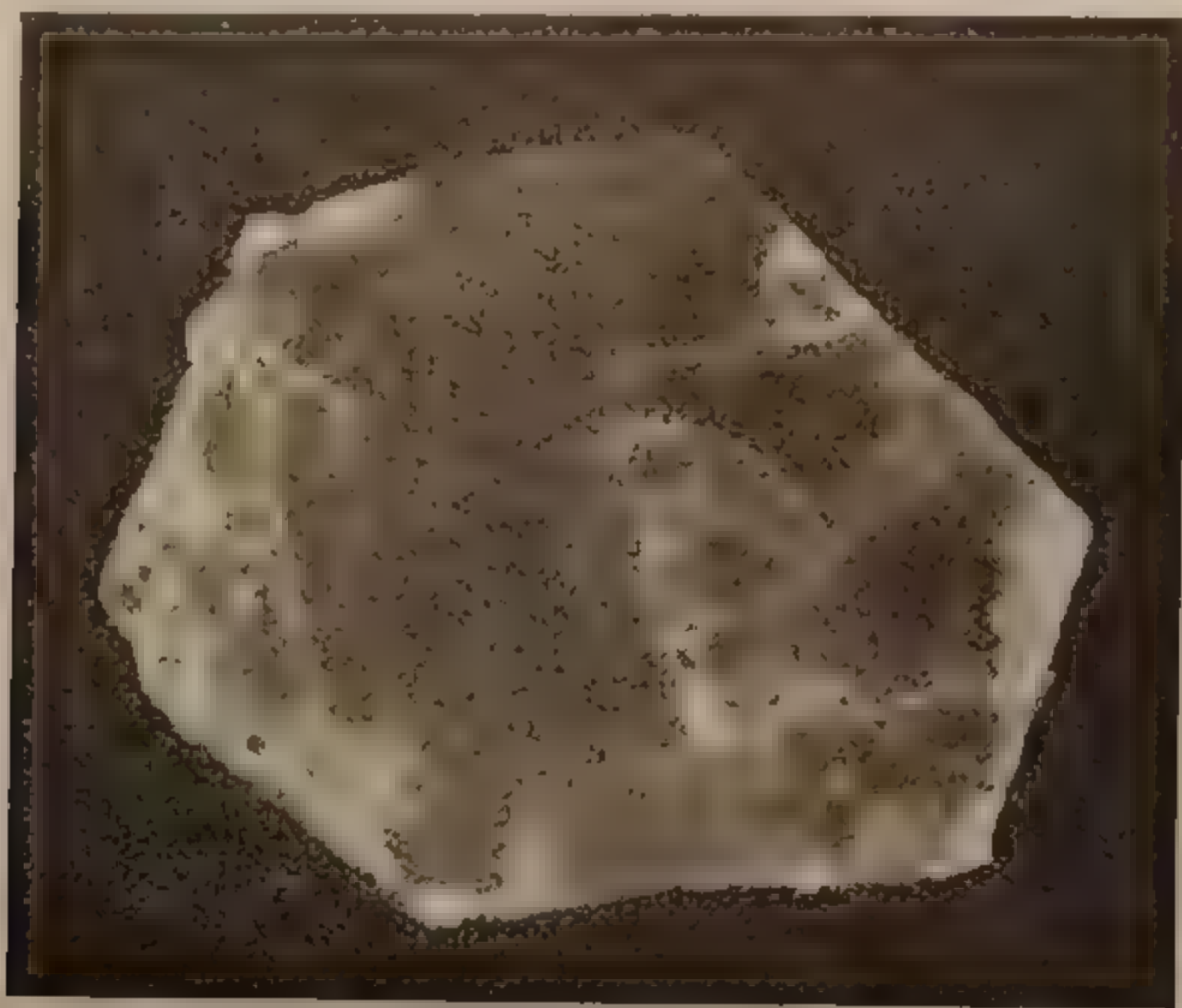



Fig. 143. - Lastra di mica pseudo-esagonale.

dei prismi pseudo-esagonali. È fusibile, attaccata da acidi, facilmente alterabile all'aria, e può diventare rossa, gialla o verde-pallido.

La biotite è importante perchè è più diffusa della muscovite come costituente sia di rocce vulcaniche (intrusive ed effusive) che di rocce scistose e sedimentarie; le sue laminette alterate e talora abbondanti nelle sabbie si scambiano facilmente dai profani con laminette d'oro per la loro lucentezza viva e pel colore.

Caolino (1) (o caolinite). — *Idrosilicato di alluminio.*

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si presenta in masse compatte formate da squamette pseudo-esagonali con lucentezza perlacea che fanno ammettere una struttura cristallina (in tal

(1) Il nome deriva per alterazione del nome chinese *Kauling*.

caso più esattamente lo chiamano *caolinite*), ma più spesso è terroso, amorfo, colloidale (in tal caso dicesi *caolino*) di color bianco o leggermente giallastro, con durezza 2-2,5.

Proprietà chimiche. — È infusibile; impastato con acqua e cotto indurisce; è attaccato solo dall'acido solforico concentrato e caldo.

Giaciture. — È il risultato della decomposizione dei silicati di alluminio, particolarmente dei feldspati, come è stato spiegato parlando dell'ortoclasio.

Località. — *In Italia* giacimenti di caolino puro utilizzabile per porcellane fine non ve ne sono. Un giacimento di caolino di qualità un po' scadente si trova nel Vicentino, altri minori ad Oleggio (presso Arona), in prov. di Cuneo, di Grosseto. *Fuori Italia* si hanno importanti giacimenti di caolino puro in Francia (presso Limoges), che è il migliore d'Europa (serve per le porcellane di Sèvres), in svariate località della Germania (Sassonia, Boemia, Baviera); in Cornovaglia, ecc. Celebre è il caolino di Jauchau-Fu in China.

Usi. — È molto ricercato per la fabbricazione delle porcellane e maioliche.

Argilla. — L'argilla non è altro che caolino mescolato a svariate impurezze, specialmente: *ossidi di ferro* che spesso le comunicano una tinta più o meno gialla o rossiccia, *sostanze carboniose* che le dànno un colore grigio scuro, *calcare*, *sabbia* ecc. L'argilla insieme a notevoli quantità di calcare, sabbia, *humus* (residui organici) forma il terreno agrario. Essa si è accumulata per deposito alluvionale o marino. Costituisce un materiale in polvere impalpabile colloidale che nell'acqua rimane sospeso. Imbevuta d'acqua gonfia e diventa impermeabile: presenta grande adesione agli istrumenti da lavoro, forte capillarità, poca permeabilità all'aria ecc. Una argilla che mescolata con acqua si impasta bene, dicesi *argilla plastica*, una argilla con molta sabbia dicesi *magra*, un'argilla con molto calcare dicesi *calcarea*.

L'argilla, oltre che importante come costituente del terreno, trova applicazioni dirette nelle terre cotte e laterizi.

Porcellane. — Si fabbricano col *caolino* (silicato idrato di alluminio), ridotto in polvere, si impasta con acqua, aggiungendovi il 20% di quarzo, calce e ortosio; colla pasta si fanno gli oggetti che vengono sottoposti entro forni ad una prima cottura (700°-800°); quindi si verniciano immergendoli in una poltiglia di quarzo e orto-

sio e si sottopongono ad una nuova cottura (1600°), in modo che i minerali polverizzati fondono penetrando alquanto nei pori e formano alla superficie uno strato lucido impermeabile: il raffreddamento deve essere fatto molto lentamente. Una porcellana non verniciata è porosa, permeabile.

Laterizi. — Col nome di laterizi, si intendono mattoni, tegole, piastrelle, vasi, ecc. fabbricati con una varietà di argilla detta plastica. L'argilla impastata con acqua viene foggiata nei diversi oggetti, che dopo lasciati asciugare all'aria si scaldano entro forni. Il color rosso che acquistano nella cottura è dovuto al fatto che l'idrossido di ferro giallo (limonite od ocra gialla) che l'argilla contiene, a temperatura elevata si trasforma in sesquiossido di ferro rosso (ematite od ocra rossa). Come i laterizi, tutti i corpi che non bruciano e non fondono diconsi *refrattari*.

Allume. — Dicesi anche *allume di rocca*, è *solfato alluminico potassico* con 24 molecole di acqua di cristallizzazione, quindi: K_2SO_4 $Al_2(SO_4)_3$. $24H_2O$. Si trova in natura (in Italia vi è un giacimento vicino a Civitavecchia), o si fabbrica industrialmente. Cristallizza in grossi ottaedri vitrei trasparenti; è solubile in acqua; ha sapore astringente. Lo usano i barbieri e si usa in medicina come caustico; serve in tintoria come mordente (cioè per far assorbire e fissare i colori dai tessuti); si usa inoltre nella concia delle pelli, nella preparazione della carta, della colla, di alcuni colori, ecc.

Isomorfismo. — Oltre l'allume vi sono altri sali che hanno composizione analoga riferibile alla seguente formola generale:

$$\overset{I}{M}_2SO_4. \quad \overset{III}{M}_2(SO_4)_3. \quad 24\ H_2O$$

cioè solfati doppi di un metallo monovalente (potassio, sodio, ammonio) e di un metallo trivalente (alluminio, ferro, cromo), con 24 mol. d'acqua, e che cristallizzano tutti in ottaedri. Costituiscono un gruppo detto degli «Allumi» che è un bell'esempio di una serie isomorfa.

Si ha dunque isomorfismo quando *sostanze con composizione chimica simile cristallizzano nella stessa forma geometrica*. Due sostanze isomorfe sciolte nella stessa acqua dànno un cristallo unico, detto di miscela; mentre se le sostanze non sono isomorfe cristallizzano separatamente ciascuna per proprio conto.

RAME

simb. Cu; peso at. 63,57; val. 1. 2.

Stato naturale. — Il rame esiste libero in natura, e fra i metalli nativi è uno dei più diffusi, quindi usati dalla più remota antichità (età del rame ed età del bronzo che succedono all'età neolitica cioè della pietra pulita). Il *rame nativo* si può trovare in cristalli (cubi, ottaedri), in genere però si presenta in masse, spesso dendritiche (fig. 144). Grandi giacimenti di rame nativo si trovano solo presso il Lago Superiore (N. America): in altre regioni è assai più raro. La maggior parte del rame in Europa si ottiene dalle calcopiriti

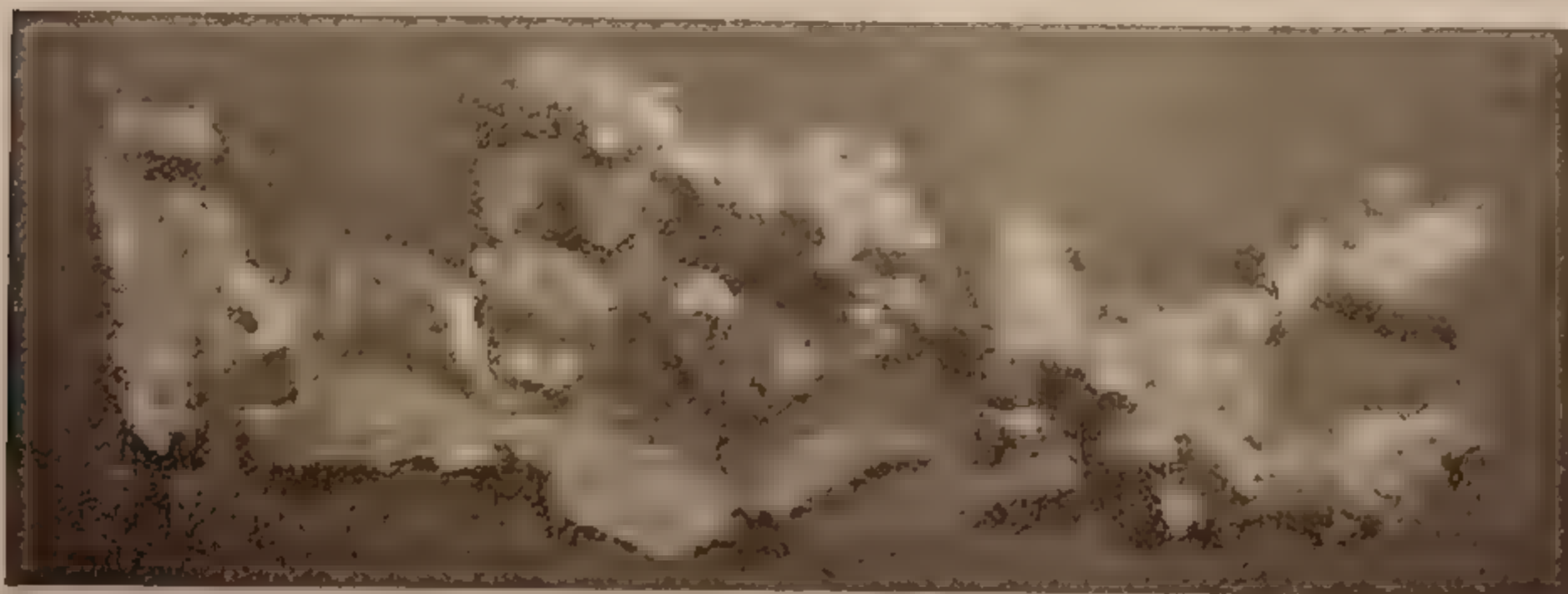



Fig. 144. - Rame nativo con struttura dendritica.

Estrazione. — Per ottenere il rame si scalda fortemente la calcopirite all'aria (*arrostimento*) in modo che il solfo se ne va sotto forma di SO_2 e rimangono gli ossidi di ferro e rame; questi si fondono con silice per eliminare il ferro sotto forma di silicato; l'ossido di rame che rimane si riduce con carbone. Rame chimicamente puro si ottiene per via elettrolitica spostandolo dalla soluzione di un suo sale mediante il ferro.

Proprietà fisiche. — Il rame ha un bel color rosso tipico con lucentezza metallica. È duttile, tenace, ma non molto duro, malleabile, ottimo conduttore del calore ed elettricità occupando il secondo posto dopo l'argento. Dur. 2,5-3; P. spec. 8,9; in fogli sottilissimi diventa verde per trasparenza. Fonde a 1083°.

Proprietà chimiche. — Il rame all'aria si altera combinandosi coll'ossigeno solo a temperatura elevata per dare ossido di rame nero; all'aria umida si combina col vapor acqueo e coll'anidride carbonica per dare carbonato basico di rame per lo più verde (malachite), talora

azzurro (azzurrite). È intaccato da quasi tutti gli acidi, anche da acidi deboli, come l'acetico, il lattico, il carbonico, spesso contenuti nelle vivande, dando origine a dei sali tutti velenosissimi; è pure intaccato dall'ammoniaca la quale quando contiene sali di rame si colora in azzurro: i sali di rame colorano la fiamma in verde.

Usi. — Gli usi del rame sono numerosissimi: esso serve per fare caldaie, utensili da cucina, tubi, lamiere, fili, monete; unito con altri metalli dà svariate leghe; serve per preparare svariati prodotti chimici, specialmente il solfato di rame.

Minerali del rame.

Calcopirite (1). — *Solfuro di ferro e rame* $CuFeS_2$ Sistema *tetragonale.*

Proprietà fisiche e cristallografiche. — I cristalli sono molto rari; in genere si presenta in masse compatte o granulari non sfaldabili di color giallo vivo ottone con lucentezza metallica: la superficie può presentare dei bei fenomeni di iridescenza dovuti ad una leggera alterazione superficiale. Dur. 3,5-4, peso spec. 4,2.

Proprietà chimiche. — Può contenere piccole quantità di oro. Scaldato sul carbone alla fiamma riducente lascia un globulo nero magnetico. All'aria si altera in malachite, azzurrite e limonite.

Giacitura e località. — Forma giacimenti filoniani d'origine primaria eruttiva associato specialmente a pirite e galena: talora forma vene entro serpentini e quarziti.

L'*Italia* è povera di giacimenti di calcopirite: quello celebre di Montecatini in prov. di Pisa, che diede il nome alla più importante Società mineraria italiana è ormai esaurito; vi sono buoni giacimenti nella Liguria or. (Sestri Levante, Casarza), in Valle d'Aosta (Saint Marcel) e pochi altri. *Fuori Italia* sono importanti e ricchissimi quelli della Spagna (Rio Tinto), dell'America sett. (Montana), della Cornovaglia; moltissime sarebbero le altre località che qui non è il caso di citare.

Usi. — È il minerale più importante per l'estrazione del rame.

Malachite (2). — *Carbonato basico di rame* $CuCO_3 . Cu(OH)_2$. Sistema *monoclino* (fig. 145 e Tav. II, fig. 12).

Si trova in piccoli prismi, talora lunghi e sottili, raggruppati in

(1) Dal greco *chalkos* = *rame* e *pirite*, per la sua composizione chimica.
(2) Dal greco *malaché* = *verde*, pel suo colore.

modo da formare masserelle fibrose o fibroso-raggiate di un bel color verde con lucentezza serica. Spesso si presenta in masse compatte concrezionate, stratificate a strati con sfumature verdi più o meno cariche. Ha dur. 3,5, peso spec. 4.

La malachite accompagna come prodotto di alterazione tutti i minerali di rame: si utilizza insieme a questi nella metallurgia. Negli Urali si trovano delle masse compatte elegantemente zo-

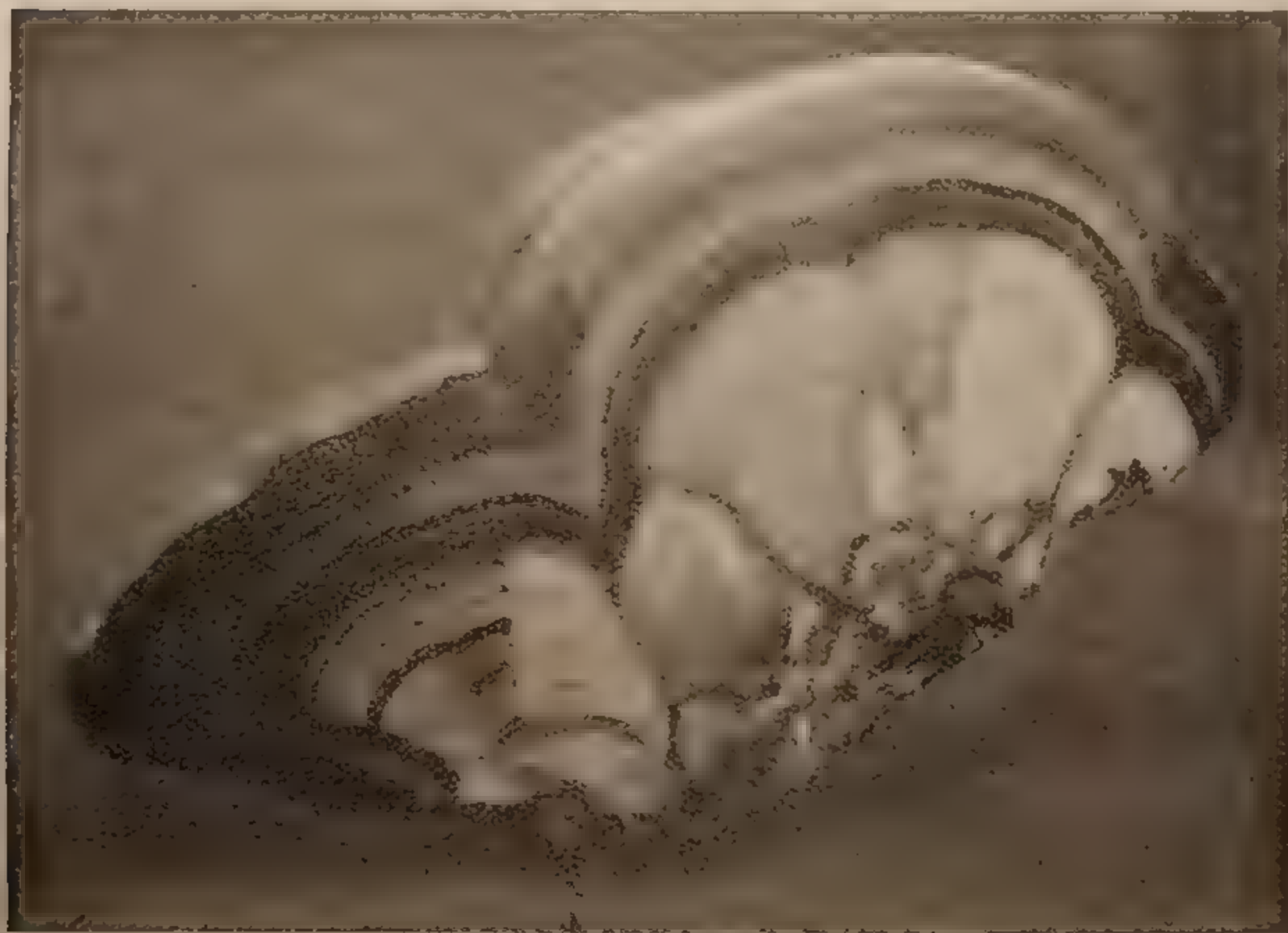



Fig. 145. - Malachite concrezionata.

nate, che lavorate e levigate costituiscono materiali ornamentali assai pregiati.

Associata con la malachite si trova quasi sempre l'*azzurrite* che ha composizione analoga, ma è meno basica, quindi col tempo in presenza d'acqua tende a trasformarsi in malachite. Ha gli stessi caratteri e le stesse applicazioni della malachite, solo che è di un bel azzurro carico.

All'azzurrite si assomiglia molto il *Lapislazzuli*, che però non è zonato, ma presenta delle macchiette bianche o dorate. È un silicato, molto più duro e più pregiato per ornamento (Tav. II, fig. 13).

Composti del rame.

Solfato ramico $CuSO_4$. — È il più noto ed il più usato fra tutti i sali di rame: viene anche chiamato *vetriolo azzurro*. Si ottiene scaldando del rame con dello zolfo in corrente di aria, ovvero per azione dell'acido solforico diluito sul rame: il composto ottenuto sciolto nell'acqua, per evaporazione di questa si separa in grossi cristalli azzurri contenenti 5 molecole di acqua di cristallizzazione. I cristalli scaldati a 200° perdono l'acqua e diventano incolori, ma conservano la facoltà di riacquistare avidamente l'acqua persa.

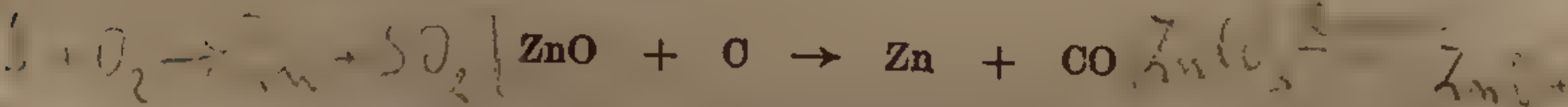
Il solfato di rame si usa in galvanoplastica, nelle pile, in tintoria, serve inoltre per preparare altri composti di rame; è specialmente usato in agricoltura per combattere la peronospora della vite e di altre piante: per tale scopo si mescola con latte di calce che precipita l'idrossido $Cu(OH)_2$. La produzione italiana di solfato di rame di circa 100.000 tonn. annue è una delle più forti europee.

ZINCO

simb. Zn; peso at. 55,38; val. 2.

Stato naturale.— Lo zinco non esiste libero in natura, ma trovasi combinato in alcuni minerali specialmente *calamina* (silicato), *smithsonite* (carbonato), *blenda* (solfuro).

Estrazione. — 1° Lo zinco si estrae dai suddetti minerali dapprima arrostendoli in modo da ottenere ossido di zinco ZnO; l'ossido viene poi ridotto con carbone in forni speciali, e lo zinco che se ne ottiene si distilla.

$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO$$

2° Oggi giorno si ottiene anche con procedimenti elettrolitici: in tal caso si fa bruciare la blenda, la quale si trasforma in ossido di zinco, con sviluppo di anidride solforosa; con questo gas si prepara l'acido solforico col quale si tratta l'ossido di zinco trasformandolo in solfato di zinco: si fa una soluzione di questo sale solubile, e la soluzione si fa attraversare da corrente elettrica: si ottiene così zinco puro in lastre.

Proprietà fisiche. — È un metallo bianco-azzurrognolo lucente, di struttura cristallina; ha dens. 7,1.

A freddo è notevolmente fragile, diventa malleabile tra 120°-150° quindi a quella temperatura si può ridurre anche in lastre sottili; a 200-300° ritorna fragilissimo, tanto che si può polverizzare; fonde a 420° e finalmente bolle a 965°, ed i vapori sublimano dando polvere di zinco.

Proprietà chimiche. — All'aria secca non si altera, e conserva la sua lucentezza metallica, all'aria umida invece si copre di un sottile straterello di carbonato di zinco che ne rende la superficie grigia opaca. L'alterazione però è solo superficiale, perchè lo straterello di carbonato protegge lo zinco sottostante da ulteriore alterazione. Lo zinco suddiviso scaldato fortemente all'aria brucia con fiamma bianca-azzurrognola vivissima, dando ossido di zinco ZnO. È intaccato da quasi tutti gli acidi ed anche dagli alcali bollenti; se in polvere decompone facilmente l'acqua, specialmente a caldo.

Usi. — Importanti e svariati sono gli usi dello zinco. Le lastre vengono usate per tettoie, grondaie, vasche, ecc.; con zinco si rivestono molti utensili, fili, reti metalliche, lamiere di ferro, ecc. per proteggerle dall'alterazione; si usa nelle pile; per fare leghe, ecc., e per ottenere svariati composti che a loro volta trovano altre applicazioni. L'Italia è ricca di miniere di zinco, e questo metallo viene ormai completamente estratto da noi, mentre nel passato si esportava molto minerale, e si importava lo zinco.

Minerali dello zinco.

Blenda (1). — *Solfuro di Zinco* ZnS. Sistema *monometrico*.

Proprietà fisiche e cristallografiche. — È facile trovarla in cristalli generalmente formati dalla combinazione di due tetraedri e del cubo con facce striate. Più spesso è in masse compatte spatiche, o microgranulari. È di colore variabile dal giallo al bruno-rossastro bruno-verde sino quasi a nero quando è ricca di ferro. La lucentezza è resinosa-adamantina quasi metallica, imitando in tal caso nell'aspetto la galena. Si sfalda secondo il rombododecaedro. Dur. 3,5-4. Peso spec. 4.

Proprietà chimiche. — Può contenere come impurezze del cadmio, o del ferro. È intaccata dall'acido cloridrico con sviluppo di idrogeno solforato. Scaldata sul carbone dà un'aureola di ossido di zinco gialla a caldo e bianca a freddo.

(1) Deriva del tedesco *blinden* = abbagliare, per la sua viva lucentezza.

Giaciture. — È di origine primaria, endogena: forma filoni, spesso insieme ad altri minerali metalliferi specialmente galena.

Località. — *In Italia* si hanno miniere importanti nell'Iglesiente (Sardegna), sulle Alpi Marittime (S. Dalmazzo di Tenda) e sulle Alpi Bergamasche.

Usi. — È uno dei più importanti minerali per l'estrazione dello zinco.

Calamina. — *Metasilicato basico di zinco* $(ZnOH)_2SiO_3$. Sistema *rombico* (fig. 146).

Proprietà fisiche e cristallografiche. — I cristalli vitrei incolori sono rari e piccoli. Per lo più la calamina si presenta in masse

Fig. 146. - Calamina concrezionata.

compatte o granulari con struttura concrezionata-stratificata, mammellonare ed anche stalattitica, spesso con aspetto terroso. Quando è pura è bianca, ma più frequentemente è inquinata da minerali di ferro e di rame che le comunicano colori variabili: giallo, bruniccio, rossastro, verdognolo, azzurro; talora i colori possono essere zonati sfumati ed anche diversi in un medesimo campione. Durezza 5.

Proprietà chimiche.—È infusibile. La varietà non cristallizzata è in genere mescolata con carbonato di zinco (*smithsonite*) quindi cogli acidi dà effervescenza. È decomposta dagli acidi forti dando silice gelatinosa.

Giaciture. — La calamina è un minerale di origine secondaria dovuta a trasformazione di altri minerali di zinco, probabilmente della blenda (solfuro di zinco).

Località. — *In Italia* si hanno grandi giacimenti sfruttati industrialmente in Sardegna (Monteponi, S. Giovanni) (fig. 147) e in Lombardia (Val Seriana, Val Brembana); *fuori Italia* si hanno importanti giacimenti in Carinzia, Algeria, Tunisia, Stati Uniti: bei cristalli provengono dal Messico.

Usi. — È uno dei minerali più importanti per l'estrazione dello zinco.

Fig. 147. - Miniera di zinco, piombo e argento di Monteponi.

MERCURIO

simb. Hg; peso at. 200,6; val. 1. 2.

Stato naturale. — Il mercurio si trova in natura allo stato di solfuro (*cinabro*) nel quale raramente si trovano delle piccolissime goccioline di mercurio libero.

Estrazione. — Il mercurio si estrae dal cinabro per semplice arrostimento in forni a corrente d'aria (fig. 148):

$$HgS + O_2 \rightarrow Hg + SO_2$$

Data l'elevata temperatura si ottengono dei vapori di mercurio che vengono condensati in apposite camere fredde. Per avere il prodotto puro si filtra attraverso pelle di camoscio, e poi si ridistilla.

Proprietà fisiche. — È l'unico metallo liquido a temperatura ordinaria, bianco-argenteo, pesante (dens. 13, 59); solidifica a —38,9°

e bolle a 357°; il vapore è incoloro formato da molecole monoatomiche. Anche a temperatura ordinaria emette una piccola quantità di vapori, questi sono velenosi e molto nocivi a respirarsi.

Il mercurio ha la caratteristica proprietà di unirsi a freddo coi metalli (eccetto platino e ferro) formando delle leghe dette *amalgame*, dalle quali il metallo si può nuovamente separare distillando il mercurio; possono essere solide o liquide.

PROPRIETÀ CHIMICHE.— Non si altera nè all'aria nè in presenza di acqua; è intaccato dall'acido nitrico, e dal cloridrico caldo: si com-

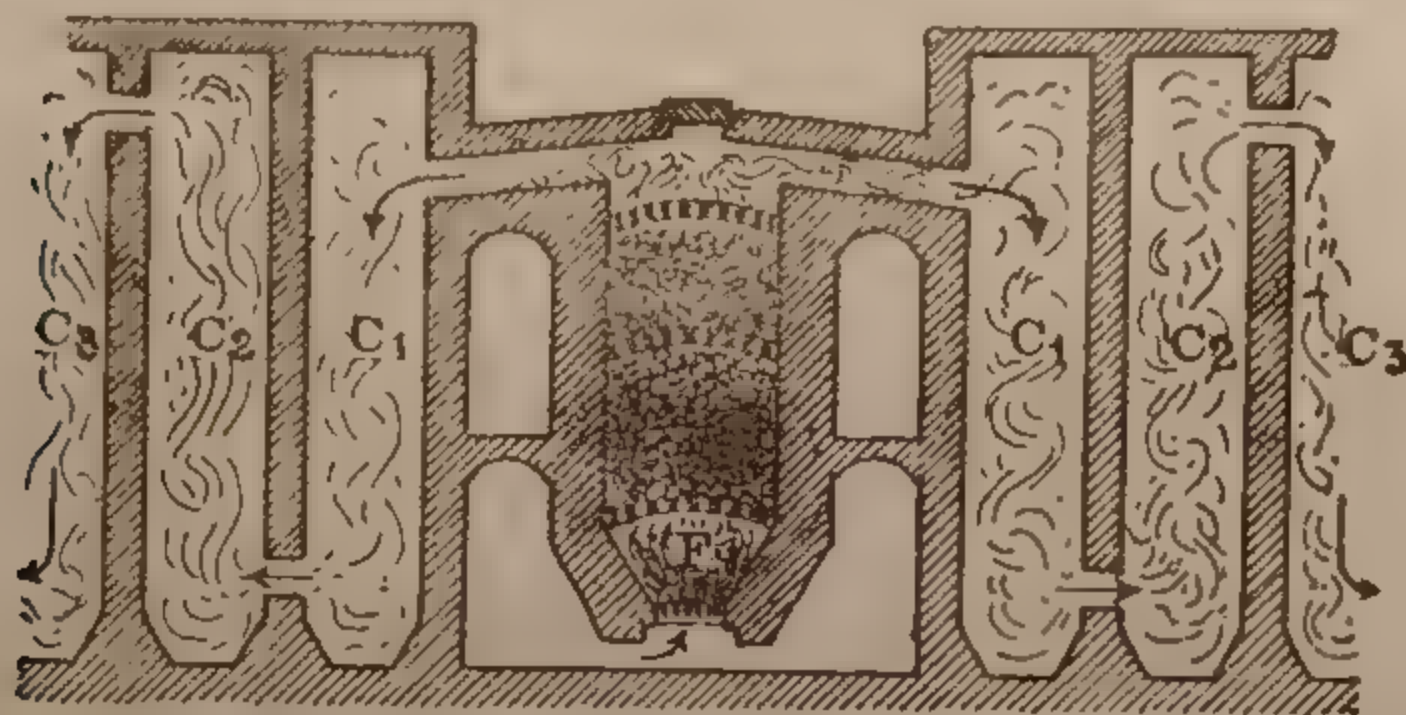



FIG. 148. - Forno per l'estrazione del mercurio.
(*F* focolaio; C_1 C_2 C_3 camere di condensazione).

bina direttamente collo zolfo e cogli alogeni. La maggior parte dei composti del mercurio sono velenosi.

USI — Si usa nella costruzione di molti apparecchi fisici termometri, barometri); amalgamato con stagno serve a fare gli specchi; serve per estrarre l'oro col processo della amalgamazione nonchè nella argentatura e doratura a *fuoco;* e serve per preparare alcuni composti molto usati in medicina: recentemente ha trovato applicazione nelle lampade elettriche a vapori di mercurio per produrre raggi ultravioletti; sono inoltre in esperimento le caldaie a mercurio le quali dànno un rendimento molto più elevato delle caldaie a vapor d'acqua.

L'Italia ha il primato nella produzione mondiale, perchè su circa 4 mila tonnellate di produzione annua, quasi la metà è data dall'Italia: noi abbiamo quindi una forte esportazione di questo prezioso metallo.

Minerali del mercurio.

Cinabro (1). — *Solfuro di mercurio* HgS. Sistema *trigonale*.

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si trova raramente in cristalli piccoli prismatici o tabulari di color rosso vermiglione con vivissima lucentezza adamantina. In generale si presenta in masse compatte granulari o terrose di color rosso vivo ma spesso scure sino quasi a nerastre per impurezze bituminose. Puro ha dur. 2-2,5, peso spec. 8 circa.

Prorietà chimiche. — Scaldato in provetta da solo sublima; mescolato con carbonato sodico le pareti fredde del tubo si coprono di goccioline di mercurio. All'aria non si altera.

Giacitura. — Si trova specialmente in filoni di origine endogeno-vulcanica, impregnante rocce svariate (argille calcaree o arenacee, trachiti) o formanti vene o strati nelle medesime.

Località. — *In Italia* la miniera più antica è quella del M. Amiata in Toscana, pure molto importante quella di Idria nella Venezia Giulia. *Fuori Italia* molto ricca è la miniera di Almaden in Spagna: in quantità minori si trova in California, nel Giappone, nel Texas, nella Russia.

Usi. — È l'unico minerale che serva per l'estrazione del mercurio: puro in polvere si usa come materia colorante; ma oggi a tale scopo usano il solfuro di mercurio artificiale (detto *vermiglione*).

Composti del mercurio.

Cloruro mercuroso HgCl. — E conosciuto col nome di *calomelano:* si prepara trattando con acido cloridrico diluito una soluzione di nitrato mercuroso o scaldando il cloruro mercurico con cloro. È una polvere bianca amorfa insolubile in acqua. Alla luce si altera lentamente annerendo, cogli alcali annerisce immediatamente (a ciò si deve il nome di calomelano che vuol dire dal greco « bel nero », mentre in realtà il calomelano è bianco!). È usato in medicina.

Cloruro mercurico $HgCl_2$. — È detto anche *sublimato corrosivo* per la facilità con la quale sublima. Si prepara per azione del cloro

(1) Il nome cinabro pare provenga dall'India dove questa sostanza era molto usata come colore. Dai Latini il cinabro era conosciuto ed utilizzato, ma lo chiamavano *minium*, nome che oggi viene invece dato ad un ossido di piombo, pure rosso.

gassoso sul mercurio, o sublimando un miscuglio di sale da cucina e solfato mercurico:

$$2\ NaCl + HgSO_4 \rightarrow HgCl_2 + Na_2SO_4$$

È una polvere cristallina incolora, poco solubile in acqua (7,5% a 20, 54% a 100°), più solubile in alcool. Con sostanze riducenti dalla soluzione precipita il calomelano.

Il cloruro mercurico è un potentissimo veleno, per tal motivo si usa in medicina come disinfettante uccidendo i microrganismi e coagulando le sostanze albuminoidi: si vende in genere in pastiglie colorate unito a cloruro di sodio che lo rende più solubile; la soluzione che risulta è all'1 per mille, ed il colore serve solo perchè meno facilmente si confonda con l'acqua.

In caso di avvelenamento conviene somministrare subito del bianco d'uovo (albumina), col quale il sublimato forma un composto insolubile che non viene immediatamente digerito.

STAGNO

simb. Sn; peso at. 118,7; val. 2. 4.

Stato naturale. — È un elemento in natura non molto diffuso: si trova allo stato di biossido (*cassiterite*).

Estrazione. — Si estrae dalla *cassiterite* SnO_2, scaldandola con carbone in forni a riverbero.

Proprietà fisiche. — È un metallo bianco-argenteo, flessibile, poco tenace, si rompe scricchiolando per la sua struttura interna cristallina formata da prismetti del sistema tetragonale, è malleabilissimo, tanto che si può ridurre in fogli sottilissimi (fogli di *stagnola*); ha dens. 7,3; fonde a 232° e bolle a 1500°; soffregato emana un odore caratteristico. A bassa temperatura lo stagno subisce una alterazione fisica (una volta chiamata *peste dello stagno*), cioè si trasforma in una polvere grigia formata da microscopici cubetti del sistema monometrico quindi polvere cristallina che si considera come uno stato allotropico col nome di *stagno grigio*.

Lo stagno forma molte leghe, ad alcune delle quali accenneremo nel capitolo che tratta delle leghe; la *latta* non è una lega, si prepara immergendo nello stagno fuso dei sottili fogli di ferro ben pulito.

Proprietà chimiche. — All'aria anche umida non si altera; si ossida solo a temperatura elevata; è intaccato dall'acido nitrico freddo,

e dal cloridrico e solforico solo se caldi concentrati, gli acidi deboli o diluiti non lo intaccano.

Usi. — Serve per stagnare, cioè rivestire e proteggere oggetti alterabili di ferro e rame; per fare i fogli di stagnola (oggi sostituiti dai fogli di alluminio), per fare leghe, per preparare svariati suoi composti usati specialmente come materie coloranti o come mordenti.

L'Italia deve importare tutto lo stagno che le occorre (circa 4 mila tonn. annue).

Minerali dello stagno.

Cassiterite. — *Biossido di stagno* SnO_2. Sistema *tetragonale.*

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si trova in cristalli prismatici tozzi terminati da piramidi, generalmente riuniti in geminati detti *becco di stagno* (fig. 149), di colore variabile dal giallo-bruno sino a nero per impurezze dovute a composti di ferro, con lucentezza adamantina. Si presenta anche in masse compatte o concrezionate con struttura interna fibrosa e aspetto esterno litoide semimetallico: si può trovare sotto forma di ciottoli nelle alluvioni. Dur. 6,5. Peso spec. 7.

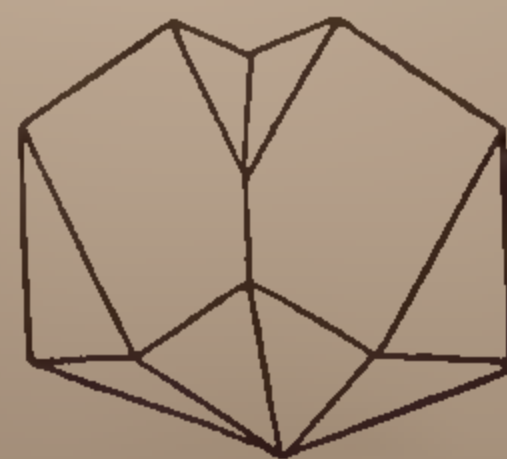



Fig. 149. - Cristallo « a becco di stagno » di cassiterite.

Proprietà chimiche. — All'aria non si altera, non fonde al cannello, non è intaccata dagli acidi. Scaldata con carbonato sodico sul carbone con fiamma riducente lascia pagliuzze di stagno metallico.

Giaciture. — Forma giacimenti originari entro rocce eruttive granitiche, accompagnata da numerosi altri minerali, anche preziosi. Si può trovare spesso in giacimenti secondari.

Località. — *In Italia* non vi sono giacimenti sfruttabili; si può ricordare quello già da tempo esaurito di Campiglia Maritt. (Toscana): attualmente si fanno delle ricerche in Toscana, perchè si crede si possa trovare qualche giacimento. *Fuori Italia* i giacimenti che forniscono stagno a tutto il mondo sono quelli della Cornovaglia, e della regione degli Stretti (Penis. di Malacca, Isola di Banka, di Bilitong, ecc.); in quantità minore in Bolivia, nell'Australia e nella catena metallifera Sassone-Boema.

Usi. — Si può dire l'unico minerale che serve per l'estrazione dello stagno.

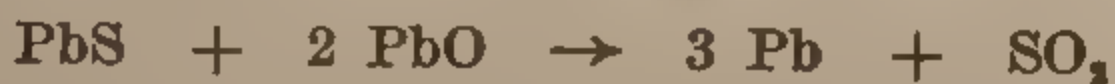
PIOMBO

simb. Pb; peso at. 207,2; val. 2. 4.

Stato naturale. — Il piombo allo stato libero fu trovato come rarità: il suo minerale più abbondante è la *galena*, solfuro di piombo, PbS; assai minore importanza hanno la *cerussite*, carbonato $PbCO_3$ e l'*anglesite*, solfato $PbSO_4$.

Estrazione. — Il piombo si ricava in modo speciale dalla galena: dapprima si riscalda il minerale in corrente d'aria (*arrostimento*), in modo che una porzione di solfuro si trasforma parte in ossido PbO e parte in solfato $PbSO_4$; quindi si toglie la corrente d'aria e si eleva la temperatura, in tal modo l'ossido ed il solfato reagiscono col solfuro rimasto dando origine ad anidride solforosa e piombo metallico che fonde e si raccoglie al basso del forno:

$$PbS + 2\,PbO \rightarrow 3\,Pb + SO_2$$

$$PbS + PbSO_4 \rightarrow 2\,Pb + 2\,SO_2$$

Se si spinge ulteriormente l'arrostimento, tutto il solfuro si trasforma in ossido, dal quale si ottiene il piombo riducendolo con carbone.

Se la galena contiene argento, questo si separa coi metodi accennati parlando dell'argento.

Proprietà fisiche. — Il piombo è uno dei metalli correnti più pesanti (dens. 11,4); ha color grigio con lucentezza metallica, ma in genere diventa opaco alla superficie per alterazione: è molle e pieghevole tanto che può ridursi in sottili lamine, ma è poco duttile e poco resistente alla trazione; fonde a 334°. Sulla carta lascia una traccia grigia, e maneggiato sporca le mani. È cattivo conduttore del calore e dell'elettricità.

Proprietà chimiche — All'aria umida si ricopre di un sottile straterello di ossido e di carbonato che protegge il piombo sottostante da ulteriore alterazione. È pochissimo intaccato da certi acidi, che attaccano invece altri metalli; infatti abbiamo già visto che l'acido fluoridrico si conserva in recipienti di piombo, così pure nella preparazione dell'acido solforico le camere sono rivestite di piombo. È intaccato dall'acido nitrico diluito, anche freddo, mentre l'acido solforico ed il cloridrico lo intaccano solo se caldi e concentrati. Per contro gli acidi organici anche deboli (acetico, citrico, lattico, ecc.) lo intaccano, e siccome tutti i sali di piombo sono velenosi, per tal

motivo le vivande (che spesso contengono acidi organici) non debbono venire a contatto col piombo. Gli operai che lavorano nel piombo od in suoi composti, vanno soggetti ad un lento avvelenamento (*saturnismo*) con effetti anche mortali se non usano speciali precauzioni.

Usi. — Si usa per fare tubi, per rivestire condutture elettriche o per condutture di gas e d'acqua potabile, per quanto in questo caso non sia consigliabile specialmente per lunghe condutture per le tracce di sali di piombo che l'acqua può trascinare: si usa per fare accumulatori, fili fusibili per valvole; di piombo si fanno lastre per rivestimenti di edifici o di industrie, si fanno pallini da caccia: in tal caso in lega con un po' d'arsenico per indurirlo, caratteri da stampa (in lega con 20-25% di antimonio); serve per saldare (in lega col 50% di stagno = lega dei saldatori), e infine serve per ottenere diversi composti di piombo che trovano a loro volta svariate applicazioni, come il carbonato usato per fare la biacca ed il minio (Pb_3O_4) usato come colore rosso.

Minerali del piombo.

Galena (1). — *Solfuro di piombo* PbS. Sist. *monometrico* (fig. 150).

Proprietà fisiche e cristallografiche. — Si trova in cubi spesso combinati con l'ottaedro, più raramente in altre forme, frequenti i geminati. I cristalli non sono però comuni; in genere si trova in masse compatte con struttura granulosa a grana grossa o finissima, ovvero spatica con sfaldatura perfetta secondo le facce del cubo. Ha color grigio-piombo chiaro con lucentezza metallica brillante se rotta di recente, perchè col tempo per alterazione la superficie diventa un po' opaca e più scura. Dur. 2,5. Peso spec. 7,5.

Proprietà chimiche. — Spesso contiene dal 0,5 al 2,5% d'argento. Scaldata al cannello sul carbone dà facilmente un globulo di piombo ed una aureola gialla. L'acido cloridrico la intacca a freddo con sviluppo d'idrogeno solforato. Si può alterare in carbonato (cerussite) o solfato (anglesite).

Giaciture. — Ha giacitura primaria filoniana, spesso accompagnata da altri solfuri (blenda, pirite, calcopirite), con ganga di quarzo, calcite, baritina, fluorite.

Località. — L'*Italia* è assai ricca di galena: le più importanti miniere si trovano nell'Iglesiente in Sardegna (Monteponi, Montevec-

(1) Il nome corrisponde al latino *galena* col quale veniva già chiamato questo minerale.

chio, Malfidano) altre importanti abbiamo in Lombardia (Val Ganna, Valsassina), nel Veneto (Schio), nelle Alpi Apuane (min. del Bottino).

Quasi tutte le Nazioni hanno giacimenti di galena; i più ricchi sono quelli degli Stati Uniti (Missouri, Illinois, Jowa, ecc.) dove trovansi pure i più grossi e brillanti cristalli.

Usi. — È il più importante minerale per l'estrazione del piombo e dell'argento dalle varietà argentifere.

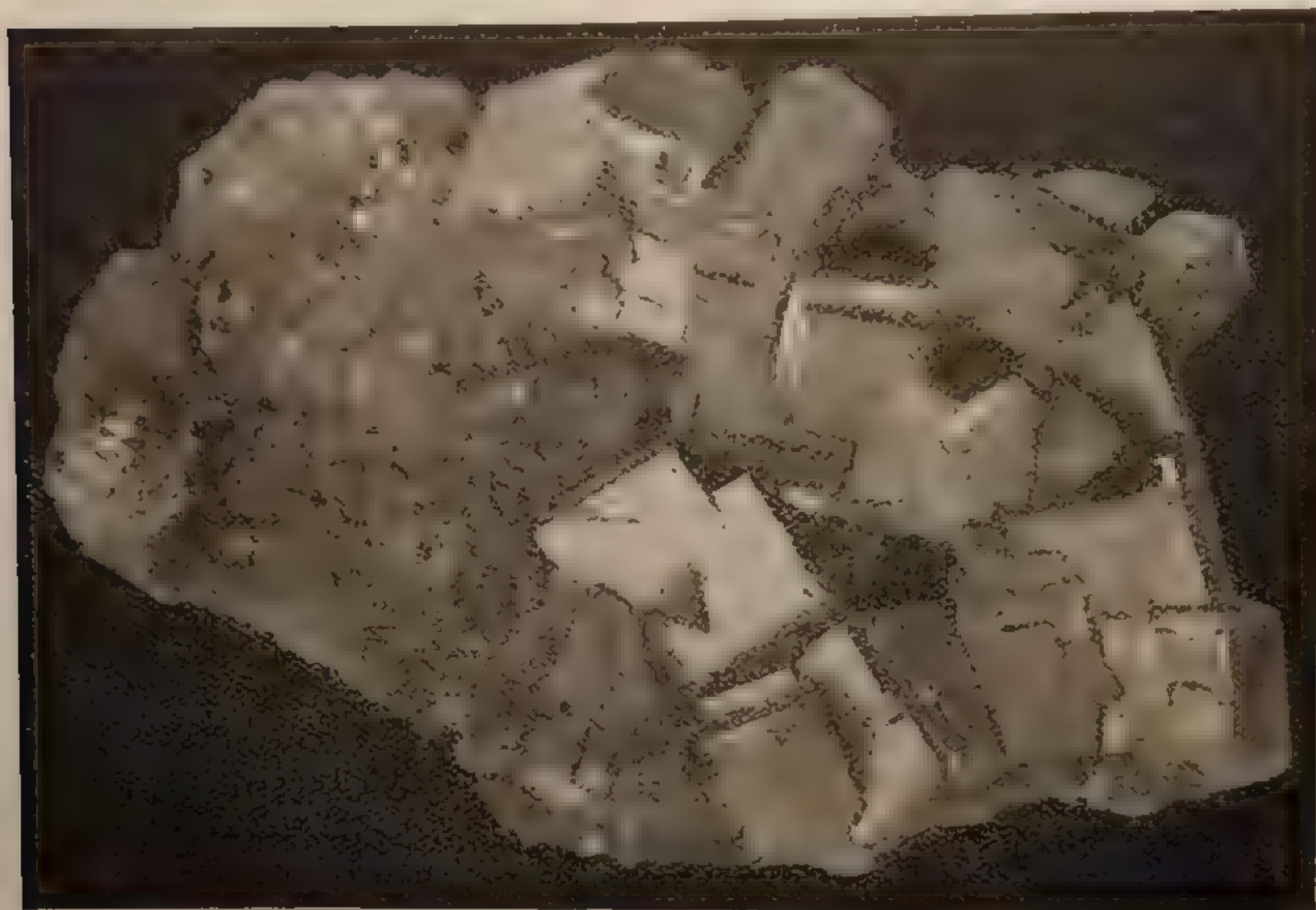



Fig. 150. - Galena in cristalli cubici.

FERRO

simb. Fe; pes. at. 55,24; val. 2. 3. 6.

Stato naturale. — Il ferro nativo alla superficie terrestre è assai raro; ne furono trovate delle masse in Groenlandia; interesse puramente scientifico ha il ferro delle meteoriti. Svariate considerazioni ci fanno però ammettere che il nucleo centrale terrestre sia costituito da ferro. Sulla nostra crosta superficiale il ferro si trova invece diffuso allo stato di composti nei silicati, solfuri, ossidi, carbonati; la maggior parte delle rocce ne contengono, ed all'alterazione di queste si deve la presenza di composti del ferro (specialmente allo stato di ossido-idrato) sia nelle acque, sia nei terreni. Dal terreno il ferro,

passa nei tessuti delle piante e da queste colla nutrizione negli organismi animali: esso è indispensabile ai vegetali perchè in sua assenza non si forma la clorofilla, e quindi il vegetale non può assimilare: indispensabile pure all'uomo perchè necessario per la formazione dell'emoglobina dei globuli rossi del sangue. I composti del ferro che si trovano concentrati in grandi giacimenti da poter essere sfruttati industrialmente sono pochi e precisamente essi sono l'*ematite* Fe_2O_3,

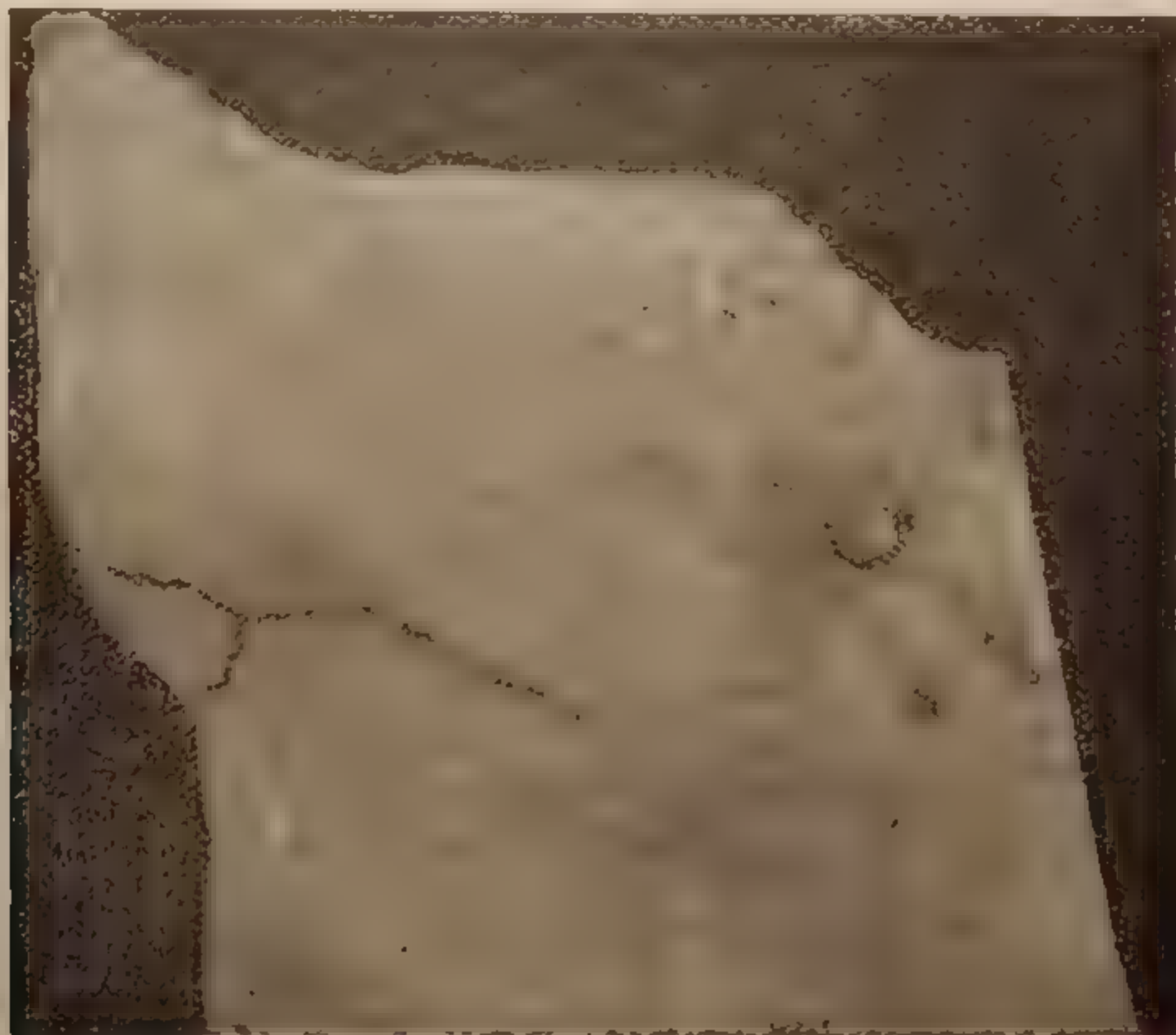



Fig. 151. - Frammento di meteorite levigata con figure di Widmanstätten.

la *magnetite* Fe_3O_4, la *limonite* 2 Fe_2O_3. 3 H_2O, la *siderite* $FeCO_3$ e la *pirite* FeS_2; che formano giacimenti localizzati. I minerali più importanti per l'estrazione del ferro sono i primi quattro.

Minerali del ferro.

Ferro nativo. — Il ferro nativo è assai raro alla superficie della Terra, mentre si ammette esista in abbondanza nel nucleo centrale portando così a 5,6 il peso spec. medio della Terra, mentre il peso spec. medio della crosta accessibile all'uomo è appena 2,75.

Ferro nativo, unito però a notevoli quantità di nichel, fu trovato solo presso le coste occidentali della Groenlandia (Baia di Orifak), in grandi masse sino di 20 tonnellate entro il basalto.

Al ferro nativo possono essere ascritte le *meteoriti* cioè frammenti che cadono sulla Terra provenienti dagli spazi celesti: queste possono essere costituite esclusivamente di ferro (diconsi *sideriti*), ovvero formate da una massa spugnosa di ferro colle cavità piene di sostanza litoidea, in genere silicati come olivina, pirosseni, feldspati, ecc. (diconsi *mesosideriti*), ovvero infine costituite prevalentemente di sostanza litoide senza ferro o con pochi grani sparsi (diconsi *aeroliti*).

Fig. 152. - Ematite (ferro oligisto) in cristalli.

Anche il ferro delle meteoriti è nichelifero; nelle sideriti trattando una superficie levigata con acido nitrico si forma un reticolato di linee lucenti in rilievo sopra un fondo oscuro; queste linee sono dovute a parti più ricche di nichel e quindi meno intaccate (questi reticolati formano le figure di *Widmanstätten*) (fig. 151), altre volte si ottiene una fine damascatura (figure di *Neumann*).

Sia il ferro nativo che quello meteorico non hanno importanza pratica per la loro rarità. Il ferro tanto usato dall'uomo sin dalla più remota antichità, deve essere estratto da alcuni minerali che trovansi abbondanti in natura: questi, in ordine di importanza sono i seguenti:

Ematite (1). — *Sesquossido di ferro* Fe_2O_3. *Sistema trigonale.*

PROPRIETÀ FISICHE E CRISTALLOGRAFICHE. — Var. *ferro oligisto*, si presenta in bei cristalli formati dall'associazione di romboedri e pinacoidi (fig. 152), in generale appiattiti, di forma un po' lenticolare, talora riuniti a rosetta, o qualche volta ridotti a piccole lamelle (*ematite micacea*). Il colore è grigio-acciaio scuro, con viva lucentezza me-

FIG. 153. - Ematite mammellonare.

tallica, talora con una splendida iridescenza superficiale. Ridotta in polvere fine questa è di color rosso sangue. Dur. 6. Peso spec. 5,2.

Var. *ematite rossa*, si presenta in masse compatte concrezionate, mammellonari, stalattitiche o reniformi, con struttura interna fibrosa o fibroso-raggiata, con debole lucentezza metallica, di color grigio-bruno più o meno rossiccio (fig. 153).

(1) Dal greco *aima* = *sangue*, pel suo color rosso sangue quando è in polvere.

Var. *ocra rossa*, è terrosa friabile, di color rosso sangue carico, spesso impura per argilla.

PROPRIETÀ CHIMICHE. — All'aria umida si altera facilmente in limonite; è intaccata lentamente dagli acidi; scaldata sul carbone si riduce in globulo nero magnetico; dà la perla del ferro.

GIACITURE. — Forma filoni, lenti, ammassi, di origine endogena, associato talora ad altri minerali, in rocce di varia natura ed età. Si trova anche in laminette come prodotto di sublimazione nei vulcani.

LOCALITÀ. — *In Italia* il giacimento più importante da molti anni sfruttato è quello dell'Is. d'Elba, dal quale provennero bellissimi campioni di ferro-oligisto; se ne trova pure sulle Alpi Apuane ed in Sardegna (la Nurra) poco sfruttato. In laminette sui nostri vulcani; la var. micacea nel Bergamasco insieme a siderite ed in Piemonte (Brosso, Traversella) insieme alla pirite. *Fuori Italia* si trova in innumerevoli località; importanti giacimenti si hanno in Inghilterra, dove prevale l'ematite rossa, negli Stati Uniti, in Spagna, Germania.

USI. — È uno dei minerali più importanti per la metallurgia del ferro. L'ocra rossa serve anche come materia colorante.

Magnetite. — *Ossido ferroso ferrico* FeO. Fe_2O_3. Sistema *monometrico* (fig. 154).

PROPRIETÀ FISICHE E CRISTALLOGRAFICHE.— Si presenta in ottaedri con facce levigate o in rombododecaedri con facce striate pel lungo, spesso consociati a piccole facce di ottaedro: i cristalli sono frequenti, anche regolari e voluminosi. Si trova più abbondante in masse compatte a struttura granulosa più o meno fine. È di color nero-ferro con lucentezza metallica, ed anche la polvere è nera. È facilmente attirata dalla calamita, talora è magnetica-polare.

PROPRIETÀ CHIMICHE.— All'aria si altera in limonite: è intaccata dall'acido cloridrico.

GIACITURE. — Si può trovare in cristalli disseminati nelle rocce eruttive e forma grandi giacimenti di segregazione magmatica da sola o associata ad altri minerali.

LOCALITÀ. — *In Italia* è molto importante industrialmente il giacimento di Cogne in Val d'Aosta; in minori quantità si trova anche nell'Elba; bei cristalli provengono da Traversella (Ivrea). *Fuori Italia*, grandi giacimenti si hanno in Svezia, negli Urali centrali, Canadà, Cornovaglia, ecc.

USI. — Per la metallurgia del ferro.

Limonite (1). — *Sesquiossido di ferro idrato* $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$. *Amorfo.*

Proprietà fisiche.— Non si trova mai cristallizzata, a meno che conservi la forma cristallina dei minerali dalla cui trasformazione essa proviene: si può presentare in masse compatte, concrezionate, fibroso-raggiate, mammellonari, pisolitiche, stalattitiche, ecc.: in tal caso è bruno-scura con lucentezza submetallica, ma presenta tutti i termini di passaggio sino ad una varietà tenera, terrosa, friabile, di color giallo, detta *ocra gialla.*

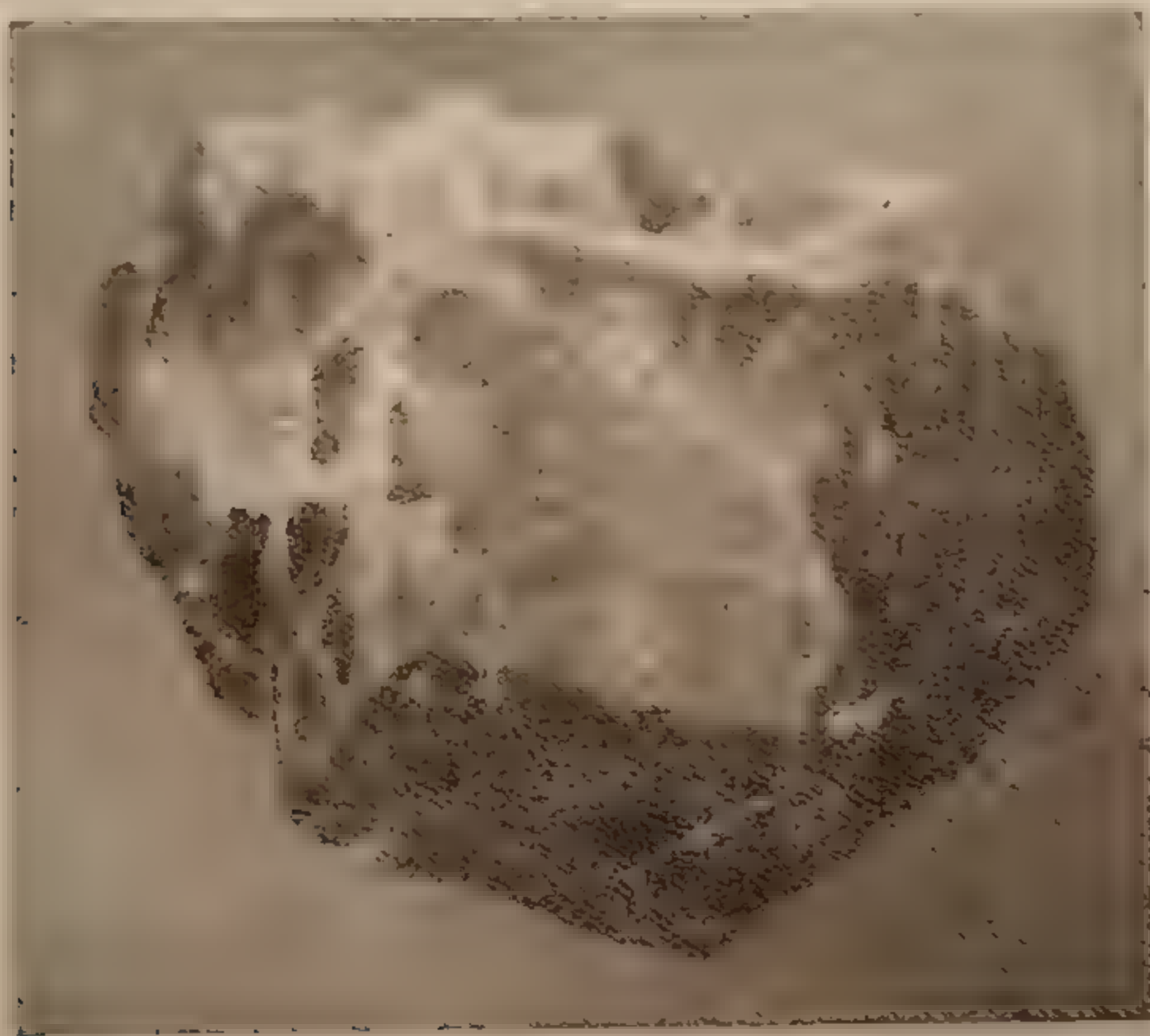



Fig. 154. - Magnetite in cristalli rombododecaedri.

Proprietà chimiche. — Scaldata perde acqua e diventa rossa. Sul carbone al cannello dà un globulo nero magnetico. In generale è molto impura.

Giaciture.— La limonite è uno dei minerali di ferro più diffusi in natura, e dei più stabili; esso proviene dall'alterazione di qualsiasi roccia o minerale contenente ferro: le macchie giallastre che ricoprono spesso le rocce sono dovute a limonite, analogamente il color giallognolo del terreno e dell'argilla, in causa del quale i mattoni cuocendo diventano rossi; sempre abbondante è alla superficie dei

(1) Dal greco *leimon* = *palude*, in rapporto alla sua formazione nei fondi di laghi e paludi, che diede origine a grandi giacimenti.

giacimenti dei minerali di ferro. Abbonda talora nelle acque correnti che ne provocano la circolazione, e specialmente nelle acque delle paludi dove l'assorbimento o la precipitazione sul fondo è favorita da speciali microrganismi detti *ferro-bacteri:* la limonite che ha questa origine è molto impura per la presenza di argilla, calcare, sabbia, fosfati, sostanze organiche, ecc. e dicesi *ferro delle paludi:* la limonite può avere anche origine marina perchè le acque del mare sono ricche di sali di ferro.

LOCALITÀ. — *In Italia* non forma giacimenti di concentrazione sfruttabili: accompagna, come si disse sopra, gli altri giacimenti dei diversi minerali di ferro. Ocra gialla utilizzata come materia colorante se ne trova nel Veronese e nel Senese (*Terra di Siena*). *Fuori Italia* il più grande giacimento è quello della Lorena e Lussemburgo, esteso per oltre 100 mila ettari in superficie, formatosi per deposito da acque paludose: è un materiale molto impuro detto *minette* che contiene solo il 30-40%, ma intensamente lavorato.

USI. — Per la metallurgia del ferro, e l'ocra gialla come materia colorante.

Siderite. — *Carbonato di ferro* $FeCO_3$. Sist. *trigonale* (fig. 155, 156).

PROPRIETÀ FISICHE E CRISTALLOGRAFICHE.— Cristallizza in romboedri, spesso appiattiti con facce leggermente convesse in modo da assumere forma lenticolare: si trova per lo più in masse granulose o spatiche (*ferro spatico*) con sfaldatura secondo il romboedro come la calcite. Ha colore grigio-giallo, giallo-cenerognolo, bruno, bruno-rossiccio, può diventare nerastro per alterazione: è translucido con lucentezza vitrea, rotto di fresco è madreperlaceo. Dur. 3,5-4, peso spec. 3,8.

PROPRIETÀ CHIMICHE. — Può contenere come impurezze calcio, magnesio e manganese; è facilmente intaccato dagli acidi; sul carbone dà globulo magnetico; all'aria si altera in limonite; con acqua contenente CO_2 si trasforma in bicarbonato solubile.

GIACITURE. — Si trova in filoni con altri minerali metalliferi (galena, blenda, pirite, calcopirite): può avere origine per metamorfismo.

LOCALITÀ.— *In Italia* giacimenti importanti coltivati industrialmente si hanno in Lombardia (Prealpi Bergamasche e Bresciane) e nella Sardegna sett. (nella Nurra). *Fuori Italia* vi sono grandi giacimenti in Inghilterra, Stiria, Carinzia, ecc.

USI. — È uno dei migliori minerali per l'estrazione del ferro.

Fig. 155. - Siderite in cristalli lenticolari minuti.

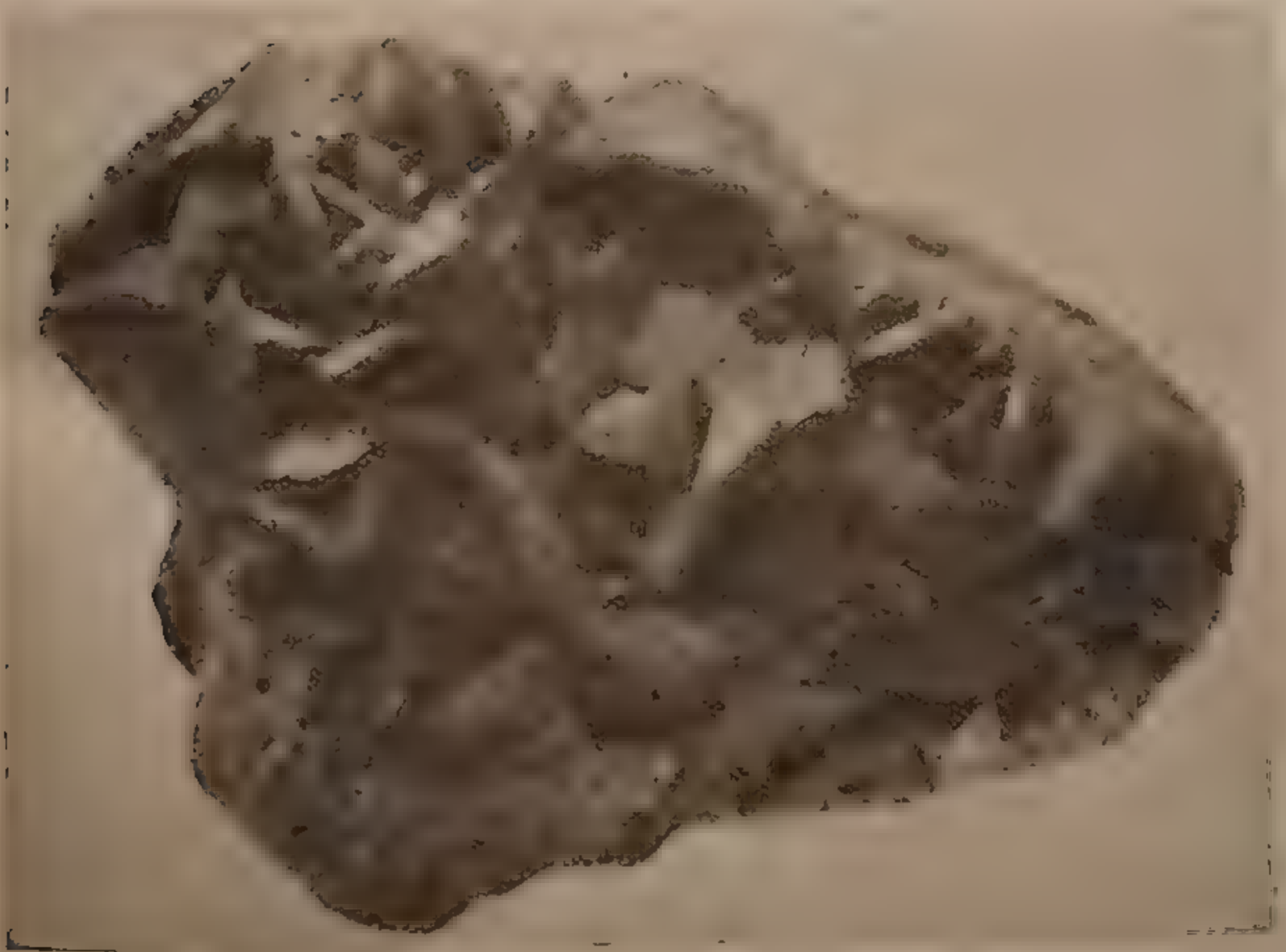



Fig. 156. - Siderite in grossi cristalli lenticolari.

Pirite (1). — *Bisolfuro di ferro* FeS_2: Sistema *monometrico*.

Proprietà fisiche e cristallografiche. — La pirite è uno dei minerali che si trova più facilmente in cristalli anche voluminosi e regolari: le forme più frequenti nelle quali si presenta sono il pentagono-dodecaedro (fig. 157), il cubo (fig. 158), l'ottaedro (fig. 159), liberi o combinati, con frequenti geminati di contatto e di penetra-

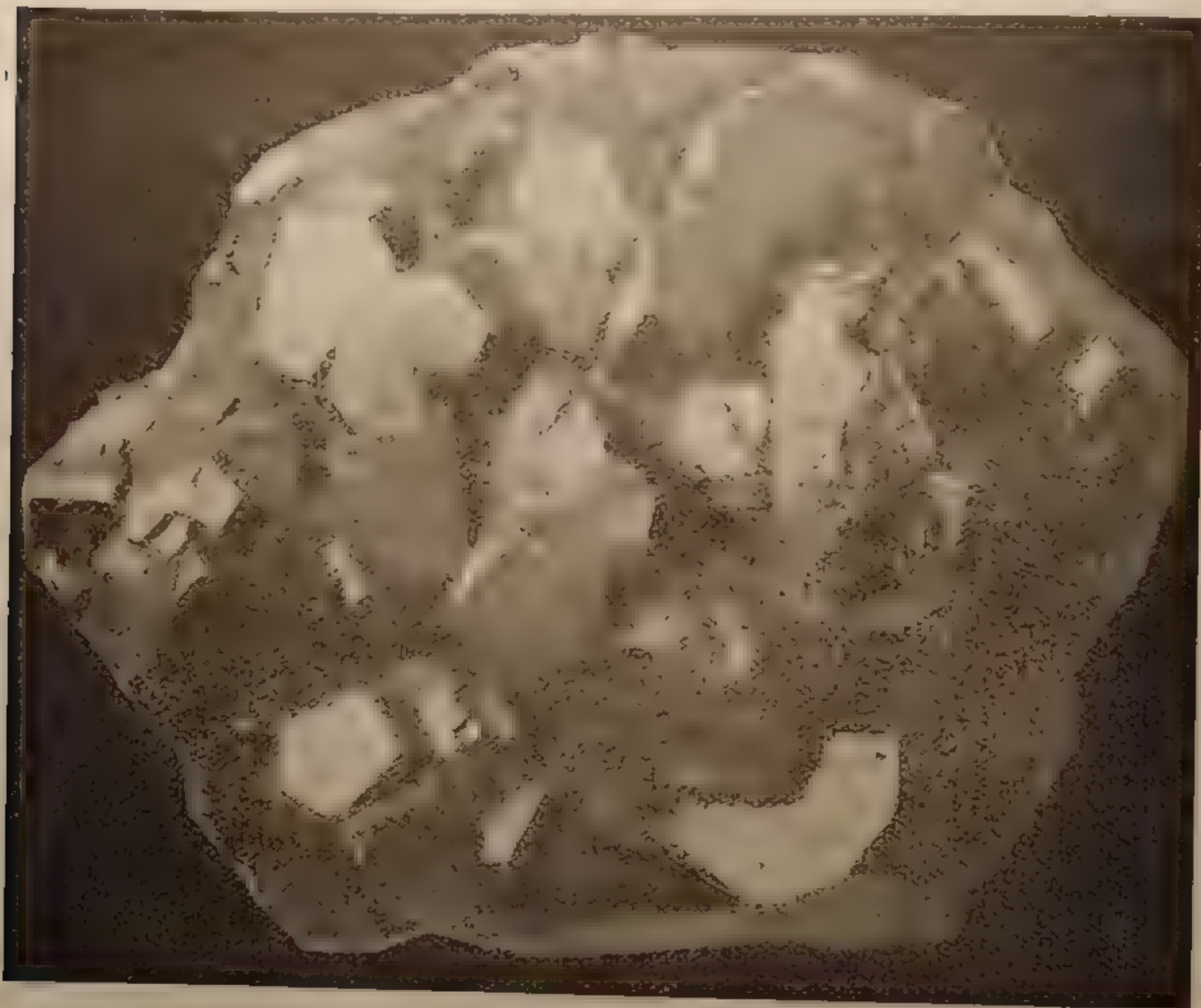



Fig. 157. - Pirite in pentagono-dodecaedri.

zione. Le facce del cubo sono spesso striate. In masse si presenta con struttura granulosa più o meno fine. La polvere è nera. Ha durezza abbastanza elevata 6,5 e percossa con martello produce scintille e odore di solfo; sfaldatura indistinta; frattura concoide; peso spec. 5.

Proprietà chimiche. — Può contenere svariate impurezze, che hanno spesso importanza pratica, come oro, rame, arsenico, nichel, cobalto, tallio. Scaldata in tubetto chiuso dà un sublimato di solfo;

(1) Dal greco *pyr* = *fuoco*, pel fatto che percossa col martello produce scintille.

brucia con fiamma azzurrognola dando anidride solforosa; scaldata sul carbone lascia un residuo nero magnetico. All'aria umida si altera molto rapidamente in limonite, più raramente si ossida trasformandosi in solfato ferroso (*melanterite*).

Giaciture. — È uno dei minerali più diffusi, inglobato in piccoli cristalli in rocce svariatissime. Costituisce poi giacimenti filoniani potenti di origine endogena, banchi di contatto, depositi stratificati.

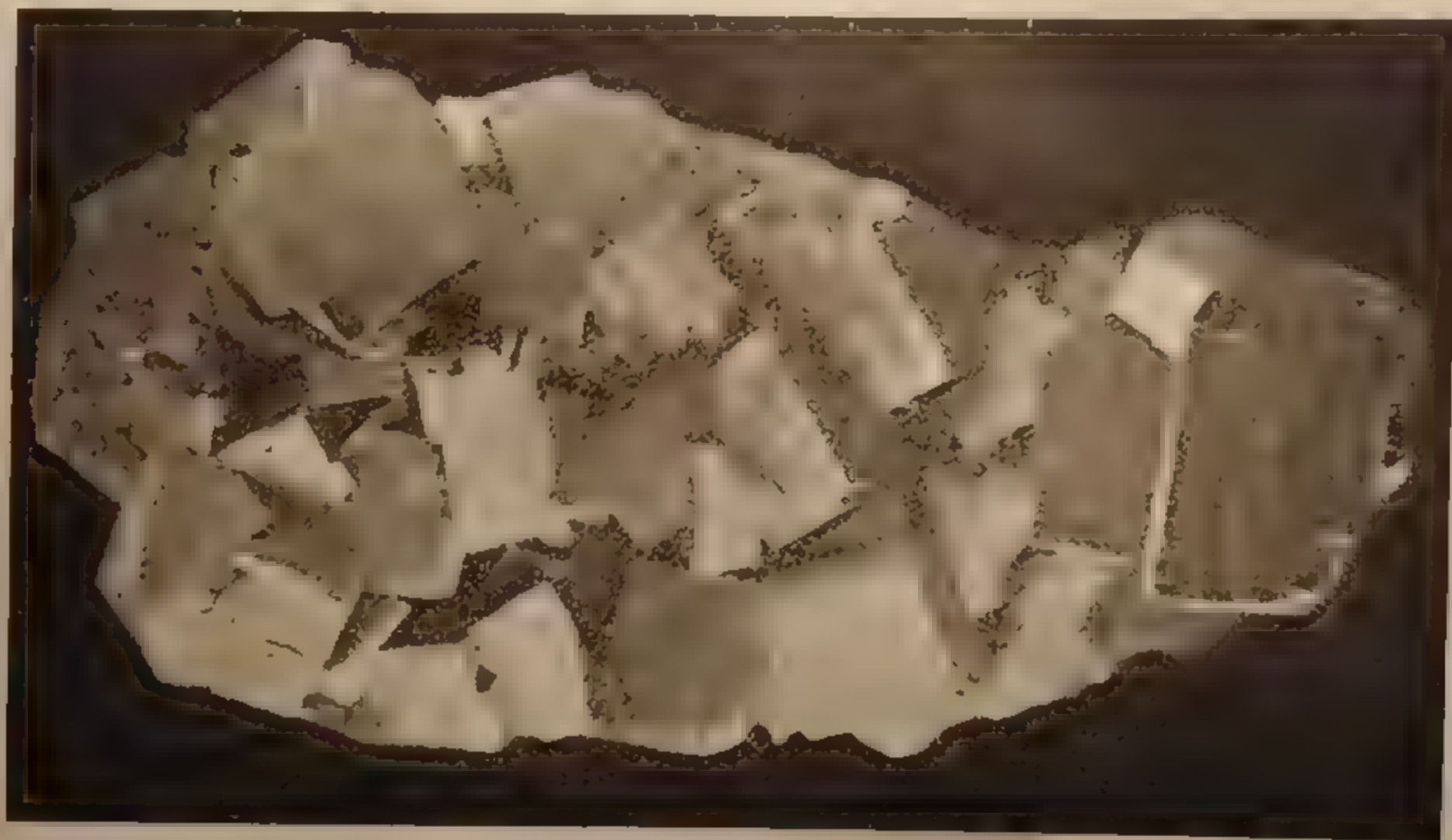



Fig. 158. - Gruppo di cristalli di pirite in cubi striati.

Località. — *In Italia* i più grandi giacimenti con fortissima produzione trovansi in Toscana (Gavorrano, Boccheggiano), poi vengono i giacimenti del Veneto (Agordo nel Bellunese) e del Piemonte (Brosso sopra Ivrea, e Challant in Val d'Aosta). *Fuori Italia* la Nazione più ricca in Europa è la Spagna (Rio Tinto); vi sono giacimenti abbastanza importanti anche in Norvegia, Francia, Germania.

Usi. — L'uso più importante è nella fabbricazione dell'acido solforico, facendola bruciare in forni per ottenere anidride solforosa. Le ceneri di pirite (rimaste nel forno) costituite da sesquiossido di ferro, una volta costituivano materiale di rifiuto, perchè contenendo ancora quasi l'1% di solfo non si potevano utilizzare per la metallurgia del ferro. Oggi essendo riusciti a desolforarle, vengono utilizzate anche in Italia per ottenerne ghisa e ferro.

Dalle piriti si ricavano poi l'oro, il rame, ecc. quando questi elementi sono contenuti in quantità conveniente.

L'Italia è ricchissima di pirite, la nostra produzione di quasi 800.000 Ton. annue, è la più importante d'Europa.

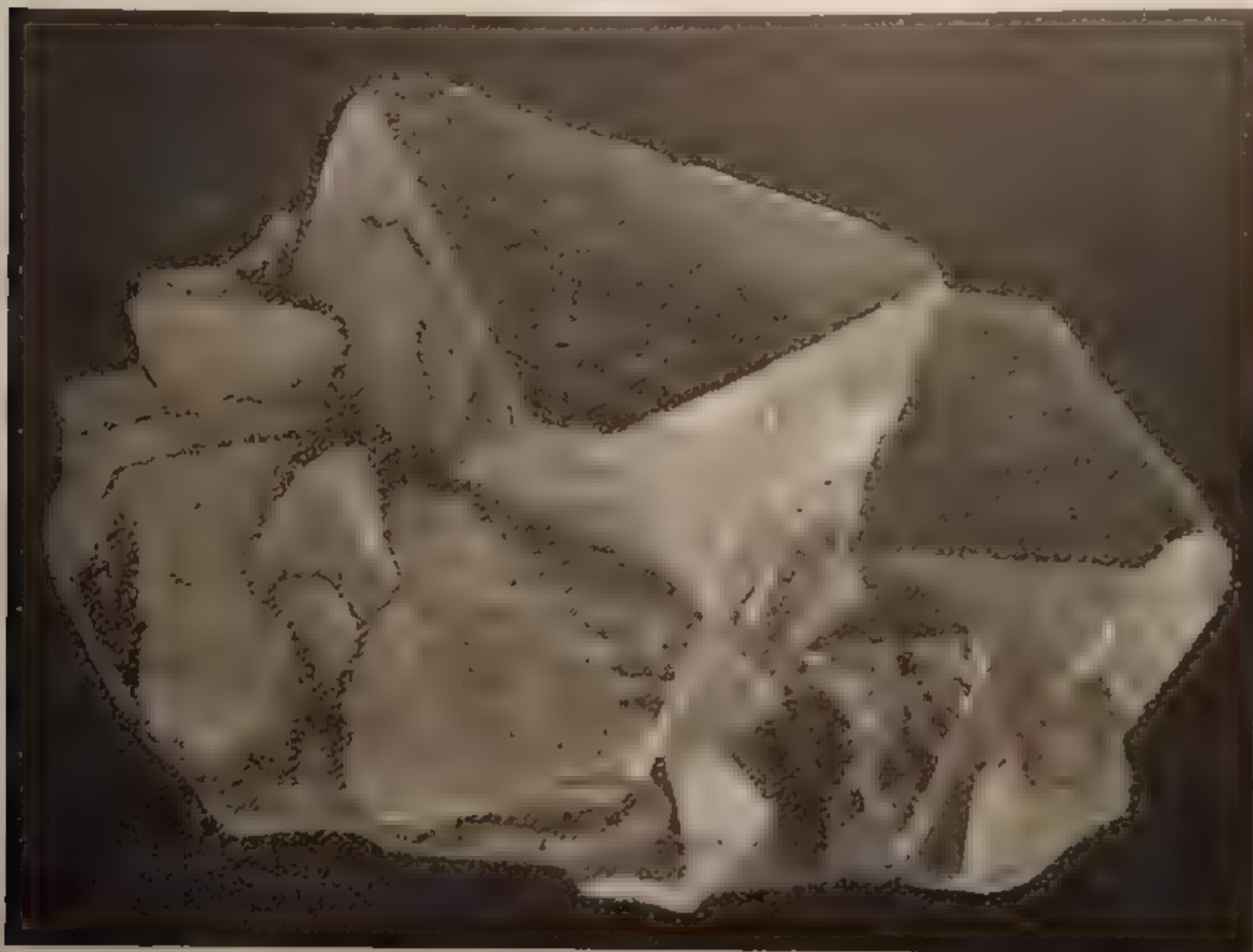



Fig. 159 - Pirite in ottaedri.

Prodotti siderurgici.

Ghisa. — Metallurgia cogli alti forni. — I così detti *alti forni* che si usano pel trattamento dei minerali, e che dànno come prodotto la ghisa, hanno l'aspetto di torri alte 10-25 m. che vanno allargandosi verso il basso sinchè raggiunta la massima larghezza di 5-6 m. si restringono rapidamente a tronco di cono che termina con una parte cilindrica detta *crogiuolo:* il tutto è fatto con mattoni refrattari e sostenuto da muratura o armatura d'acciaio. Il minerale prima di essere introdotto viene frantumato, e se si tratta di siderite viene calcinato perchè si trasformi in ossido. Siccome poi i minerali sono sempre accompagnati dalla ganga (rocce ed altri minerali estranei, per lo più silicei o calcarei), così ad essi si aggiunge un fondente: se la ganga è silicea (silice o silicato), si aggiunge del calcare, se la ganga è calcare si aggiunge dell'argilla o quarzo o sabbia; il

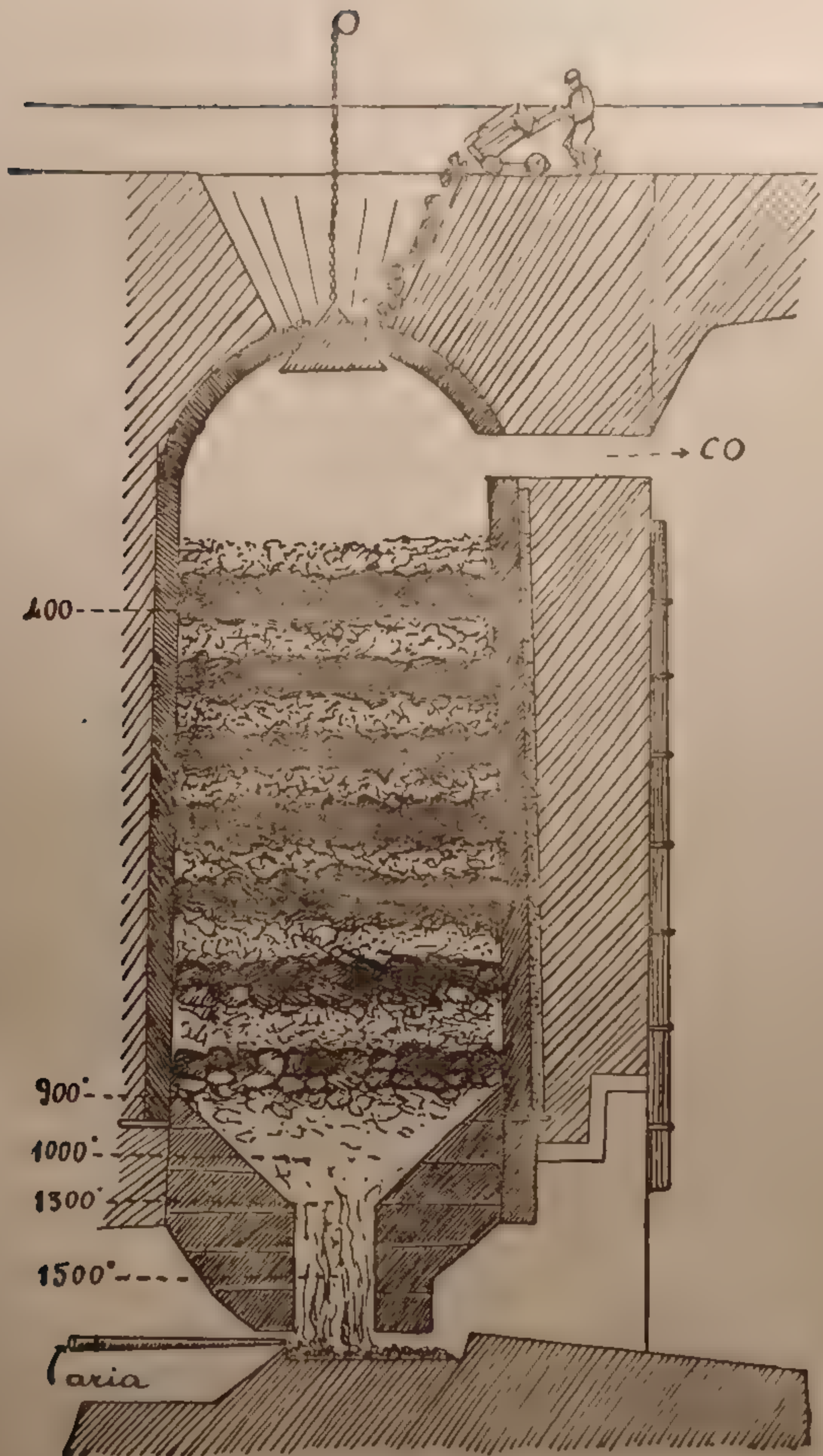



Fig. 160. - Schema di alto forno.

fondente facilita la fusione e la separazione della ganga, e protegge il metallo fuso dalla ossidazione. La miscela quindi degli ossidi di ferro col fondente viene versata dall'alto con carrelli a mano o automaticamente, attraverso all'apertura (*bocca*) chiudibile dal di sotto con un coperchio a campana, affinchè non sfugga l'ossido di carbonio prodotto dalla combustione: si alternano strati di minerale con strati di carbone coke sino a riempimento del forno. Dalla parte inferiore si provoca l'accensione del carbone che si alimenta con una corrente d'aria calda introdotta a forza con macchine soffianti dal di sotto; il forno funziona senza interruzione per parecchi anni (sino a 10) quindi dall'alto si deve continuare ad aggiungere alternativamente carbone e minerale per sostituire il materiale che si consuma. Nella parte elevata del forno vi è uno sbocco per l'uscita dell'ossido di carbonio che viene utilizzato per azionare i motori che fanno funzionare le soffiatrici e per scaldare l'aria da introdursi. Naturalmente la temperatura nel forno cresce dall'alto verso il basso; in tutto il primo tratto più elevato del forno la temperatura è di circa 400° e quivi il minerale si disaggrega; negli strati inferiori di mano in mano la temperatura aumenta fino ai 900°: dai 500° ai 900° (*zona di riduzione*) il minerale in contatto con l'ossido di carbonio viene ridotto a particelle di ferro pastoso

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

mentre l'anidride carbonica che si produce, passando nello strato superiore di carbone caldo si trasforma di nuovo in ossido di carbonio

$$CO_2 + C \rightarrow 2\ CO$$

il quale ossido di carbonio a sua volta riduce un nuovo strato di ossido di ferro, e così si susseguono queste riduzioni finchè nelle parti elevate abbassandosi la temperatura non si verificano più.

Intanto le particelle di ferro formatesi, passando nella zona più stretta inferiore (*zona di carburazione*), dove la temperatura sale da 900° a 1000° si uniscono con un po' di carbonio formando così la ghisa, che essendo più fusibile del ferro, e giungendo un po' più sotto dove la temperatura è circa 1300° (*zona di fusione*) fonde; quindi il metallo fuso attraversa la *zona di combustione* (1300-1500°) e si raccoglie nella parte inferiore del forno detta *crogiuolo* (fig. 160).

Insieme alla ghisa fusa si formano le *scorie* che rappresentano il fondente, le ceneri del carbone ed altre impurezze: le scorie fuse essendo più leggere della ghisa galleggiano su questa, e si fanno uscire da una piccola apertura situata nella parte alta del crogiuolo, mentre

la ghisa o ferraccio fuso si fa uscire da un'apertura inferiore, e si raccoglie in stampi lunghi circa 1 m. e larghi 1 dm. dove il materiale solidifica.

PROPRIETÀ. — La ghisa ottenuta col procedimento sovra descritto, è ferro contenente dal 2,5 al 5% di carbonio, spesso altrettanto silicio e quantità variabili di manganese, fosforo e solfo, secondo i minerali usati nella metallurgia. È dura, non è malleabile, è fragile e assai difficilmente saldabile. Fonde nettamente a 1200° circa senza prima rammollire, come fa invece il ferro più puro. Raffreddandola rapidamente si ha la *ghisa bianca*, che è più omogenea, più dura, ma molto fragile e si usa specialmente per ottenerne il ferro

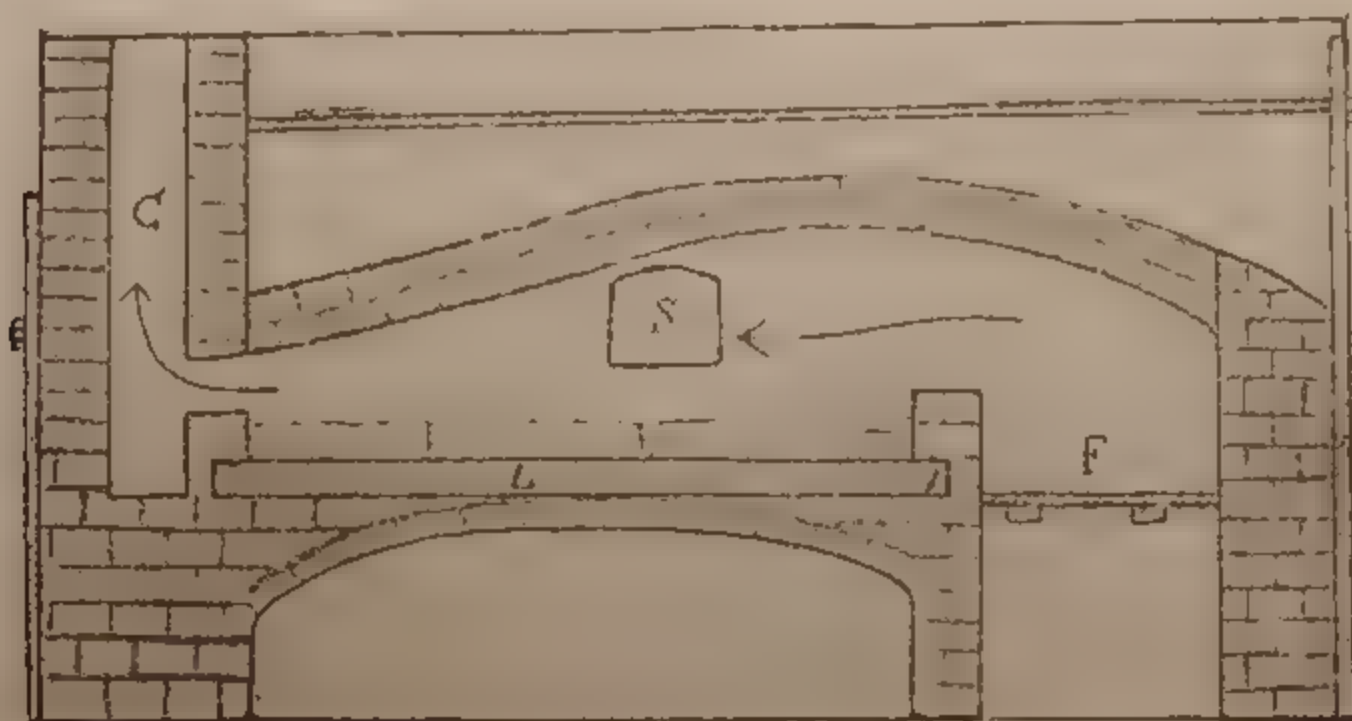



FIG. 161. - Schema di forno a riverbero.

dolce e l'acciaio; raffreddandola lentamente il carbonio si separa sotto forma di grafite in piccole scaglie, e si ha la *ghisa grigia*, più tenera e più lavorabile, quindi usata per fare i più svariati oggetti di ghisa sia per riempimento di stampi, sia mediante lavorazione meccanica.

Ferro dolce. — I. METALLURGIA CON FORNI A RIVERBERO. — Per ottenere il comune ferro, bisogna liberare la ghisa dalla maggior parte delle impurezze specialmente dal carbonio perchè il ferro non deve contenere più del 0,2% di carbonio. Ciò si ottiene scaldando la ghisa in speciali forni, detti *forni a riverbero* (fig. 161), perchè in essi le fiamme e i gas caldi del focolaio (F), piegati dalla volta, lambiscono il materiale disteso sul letto (L) del forno: la ghisa disposta sul letto in pani o in pezzi mescolata con ossido di ferro e scorie di battitura (silicato basico di ferro) viene scaldata fortemente sino a fusione, mentre da uno sportello (S) l'operaio con una lunga asta

di ferro agita la massa fusa: in tal modo il carbonio della ghisa si unisce all'ossigeno dell'ossido di ferro per formare anidride carbonica, che esce dal camino (C), gli altri elementi si uniscono alle scorie, mentre il ferro di mano in mano che diventa puro si spessisce finchè può essere estratto e liberato dalle scorie con laminatoi o col maglio. Questo metodo usato da molto tempo col nome di *puddellaggio*, oggi è sostituito con un metodo analogo ma più perfezionato detto *Martin-Siemens* che utilizza i gas della combustione.

II. Coi convertitori Bessemer — Un processo più rapido oggi largamente usato, è quello basato sui *convertitori Bessemer* (fig. 162). Questi sono grandi recipienti di ferro a forma di pera rivestiti di

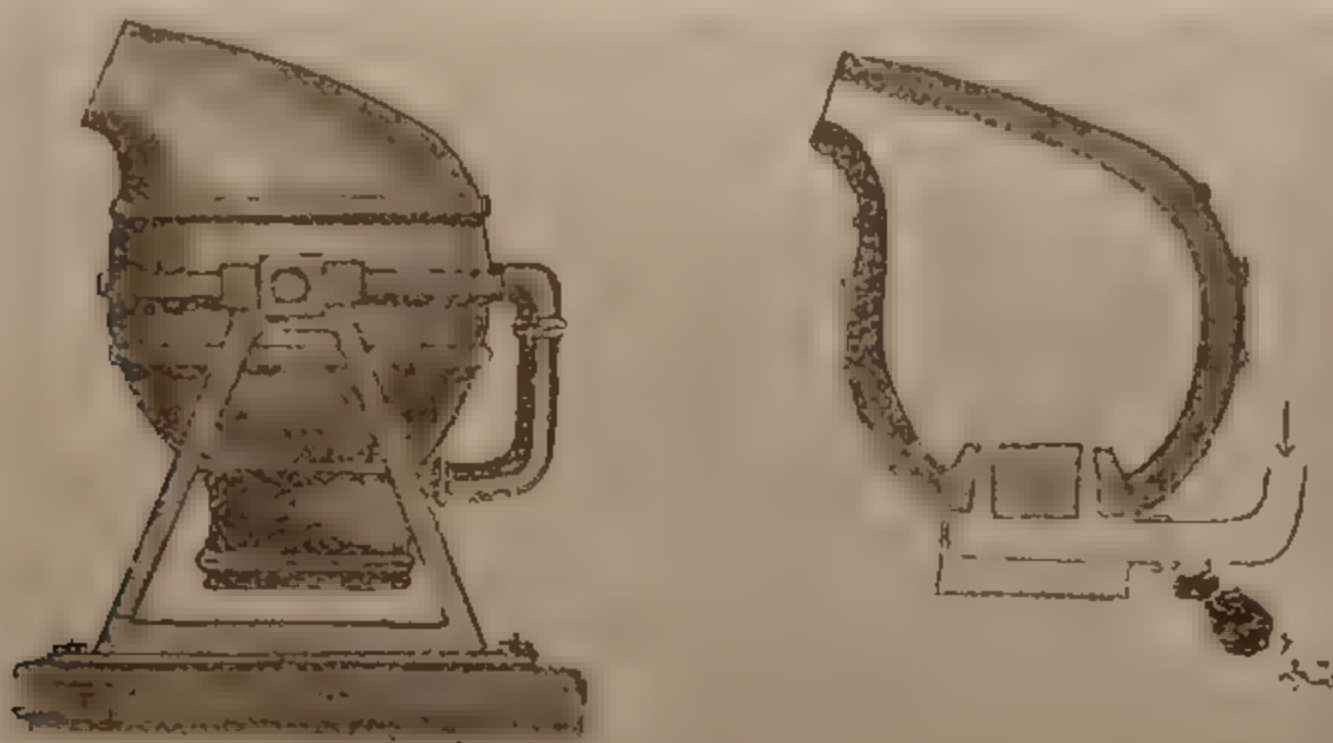



Fig. 162. - Schema di convertitore Bessemer.

materiale refrattario argilloso, con tubi dalla parte inferiore per l'entrata dell'aria, sostenuti lateralmente da perni in modo che possono oscillare, e sono scorrevoli su rotaie. La ghisa fusa da decarburare proveniente direttamente dalla colata degli alti forni viene introdotta nel convertitore disponendolo quasi orizzontale in modo da presentare convenientemente la bocca: quindi ridispostolo verticale, dai tubi inferiori si fa entrare con forza una corrente di aria calda: questa determina la combustione del silicio, del manganese e del carbonio, facendo elevare la temperatura della massa sino a 1600°, mentre dalla bocca escono scintille, fiammate e fumo; avvenuta la reazione (in circa 20 minuti) si inclina il convertitore in modo da colare in stampi il ferro fuso quasi privo di carbonio.

Se la ghisa da cui si parte, contiene molto fosforo, per eliminare questo elemento si fa il rivestimento refrattario del convertitore con mattoni di magnesite e dolomite e si aggiunge ancora della calce

(processo di *defosforazione Thomas-Gilchrist*), in tal modo il fosforo si unisce colla calce formando dei fosfati di calcio che galleggiano come scorie alla superficie del ferro fuso: inclinando quindi convenientemente il convertitore, prima si versano le scorie: queste scorie macinate in polvere impalpabile vengono vendute come concime fosfatico per l'agricoltura, col nome di *scorie Thomas.*

Proprietà. — Il ferro dolce è ferro quasi puro, contiene tracce di carbonio sino ad un massimo di 0,2%, e percentuali piccolissime di altre impurezze.

È molto tenace, ma tenero, duttile, malleabile: quindi si lascia piegare senza spezzarsi, si deforma al martello e si può ridurre in fogli sottili facendone i tipici oggetti in « ferro battuto »; il ferro dolce è attirato dalla calamita, e può funzionare da calamita ma temporanea; verso i 900° diventa molle pastoso e può facilmente saldarsi; fonde a circa 1550°. Aumentando un pochino la percentuale di carbonio si ha il *ferro omogeneo*, che essendo più duro ed a struttura più omogenea, si presta meglio per molti lavori. Il ferro dolce si altera molto facilmente all'aria, trasformandosi in *ruggine* (sesquiossido idrato) tanto che deve essere protetto con vernici o con rivestimento di metalli non alterabili (stagno, nichel, zinco, cromo). Anche gli acidi lo intaccano con grande facilità.

Acciaio. — Metallurgia. — L'acciaio come percentuale di carbonio sta in mezzo tra il ferro dolce e la ghisa, avendo una percentuale variabile, secondo i tipi, dal 0,2 al 2,4%. Per ottenere l'acciaio si usano i due processi (Siemens-Martin e Bessemer) spiegati sopra, solo che quando si è decarburata quasi completamente la ghisa, invece di colare il ferro fuso ottenuto si aggiunge la quantità calcolata di carbone coke. Per la metallurgia oggi si usano pure forni elettrici ad arco voltaico, ma servono solo per piccoli quantitativi.

Proprietà.— Gli acciai contengono dal 0,2 al 2,4% di carbonio, dalla cui percentuale più o meno elevata dipende la loro duttilità, malleabilità, saldabilità (che diminuisce aumentando il carbonio) e la loro fusibilità (che invece cresce aumentando il carbonio). L'acciaio scaldato al calor rosso e raffreddato bruscamente può acquistare grandissima durezza (sin maggiore del vetro) ed elasticità; questa operazione dicesi *tempera:* secondo la temperatura alla quale viene scaldato, e secondo il modo e la rapidità di raffreddamento si possono ottenere i più svariati gradi di durezza ed elasticità. Un acciaio una volta temperato gli si può

far perdere la tempera mediante la *ricottura*, il che si ottiene scaldandolo di nuovo fortemente, e poi lasciandolo raffreddare con grande lentezza.

Aggiungendo all'acciaio fuso piccole quantità di altri elementi si possono far variare in modo notevolissimo le sue caratteristiche; così l'*acciaio al manganese* rimane duro anche raffreddato lentamente: l'*acciaio al cromo* e al *vanadio* è più duro e più resistente agli urti ed alla tensione degli altri acciai: l'*acciaio al tungsteno* è durissimo ed anche scaldato non perde la tempera; l'*acciaio al nichel* è molto elastico e meno alterabile all'aria.

Gli acciai in genere resistono di più agli agenti atmosferici del ferro e della ghisa.

Usi. — Gli usi della ghisa, del ferro, e specialmente dell'acciaio sono talmente vari e numerosi, e d'altra parte a tutti noti, che non è qui il caso di elencarli! Il ferro fino dalla più remota antichità è stato usato dall'uomo per opere di pace e di guerra, e la civiltà si è estesa con l'estendersi dell'uso di questo importante metallo.

LEGHE

Definizione e proprietà. — Le leghe sono ***soluzioni solide di due o più metalli***, raramente di metalloidi, ossia miscele omogenee fatte con metalli allo stato di fusione.

Le leghe non sono quindi composti chimici, ma miscugli; tuttavia si differenziano alquanto dai miscugli perchè spesso hanno proprietà notevolmente differenti dai metalli che le costituiscono: così possono avere una densità più bassa o più alta; talora sono più fusibili del metallo più fusibile che le costituisce, o meno fusibili di ciascuno dei costituenti; anche il colore, la malleabilità, la durezza, la duttilità, la resistenza elettrica, la resistenza, l'alterabilità, l'elasticità, ecc. subiscono notevoli varianti rispetto i caratteri dei singoli metalli componenti.

L'uomo unendo in percentuali varie diversi metalli riesce quindi ad ottenere i più svariati tipi di leghe che soddisfano ai requisiti necessari per gli usi cui debbono essere adibite. Di qui l'importanza delle leghe sino da epoche remotissime. Basterebbe citare l'esempio dell'uomo primitivo, il quale dopo l'uso della pietra avendo scoperto il rame e lo stagno, non usò questi due metalli separati perchè troppo teneri e malleabili, ma essendosi accorto che la loro unione dava un materiale molto più duro e resistente, usò di preferenza questa miscela, ossia la lega detta bronzo.

Vari tipi di leghe. — Di diverse leghe abbiamo già parlato trattando gli usi o le proprietà dei metalli studiati nelle precedenti pagine: così abbiamo già visto la *lega pei caratteri da stampa* (pagina 129) e la *lega dei saldatori* (pag. 196), le *leghe dell'alluminio* (pag. 179), *del ferro* (pag. 210); altre leghe molto usate sono le seguenti:

L'ottone, formato del 40% di zinco e 60% di rame; è di color giallo-oro, più duro e meno alterabile del rame: una varietà che contiene meno zinco si può ridurre in fogli sottili (*fogli d'oro*).

I **bronzi,** sono leghe formate da rame, zinco e stagno: si hanno tanti tipi di bronzi, secondo il variare delle percentuali, ed anche secondo il trattamento termico e meccanico: il colore dipende dalla quantità di stagno, normalmente è più o meno rossastro o aranciato se lo stagno non supera il 10-12%, aumentando lo stagno (circa 15-20%) diventa giallo-citrino ed anche bianco (50% di stagno). Fra i bronzi più usati ricordiamo: il *bronzo da monete* (Cu 95, Sn 4, Zn 1); il *bronzo statuario* (Cu 80-90, Sn 3-8, Zn 1-10, Pb 1-3); il *bronzo da campane* (Cu 77-80, Sn 20-23); il *bronzo da cannoni*, che oggi si dovrebbe chiamare bronzo per macchine, perchè non si usa più per cannoni, ma serve bene per parti di macchine, resistendo molto alla pressione, agli agenti chimici, ed avendo una buona elasticità (Cu 87-90, Sn 9-13 più tracce di fosforo e zinco); il *bronzo dorato da statue* (col 15-20% di stagno).

L'argentone (*alpaka, packfong*), è una lega argentea, molto usata per fare posate, utensili, ecc. è formato da rame 60%, zinco 20%, e nichel 20%.

Il **metallo bianco** è formato da stagno 90% e antimonio 10%: si può nichelare bene e serve per vasellame ed altri usi.

Il **metallo antifrizione** serve per cuscinetti od altri pezzi soggetti ad attrito (Sn 83, Sb 11, Cu 6).

La **lega pirofora,** è formata da cerio e ferro, per attrito dà molte scintille, ed è usata per tal motivo negli *accendisigari*.

Le **leghe dentarie** sono formate da argento (65%) e stagno (35%), talora da rame, platino, oro, zinco; si usano amalgamate con mercurio.

GRUPPO DEI METALLI NOBILI

ORO

simb. Au; peso at. 197,2; val. 1. 3.

Stato naturale.— L'oro è uno dei più tipici metalli nativi; si può trovare in piccoli ottaedri, ma più spesso forma aggregati dendritici con aspetto di muschio, ovvero filuzzi, lamelline, granelli, pagliuzze, e talora (nelle alluvioni) ciottolini detti *pepiti*.

Giaciture. — L'oro è un elemento abbastanza diffuso in natura ma molto disseminato in quantità troppo piccole; poche sono le regioni dove si trova concentrato in quantità notevoli da costituire giacimenti sfruttabili. L'oro può presentare due giaciture: 1° *giacitura primaria in filoni;* in tal caso o si trova disseminato nella quarzite in venuzze e granelli visibili ad occhio, ovvero si trova intimamente mescolato ad alcuni solfuri (pirite, arsenopirite, più raramente calcopirite, ecc.) non visibile ad occhio e neppure col microscopio (questi giacimenti per poter essere sfruttati industrialmente debbono contenere almeno 30 grammi di oro per tonnellata di minerale); 2° *giacitura secondaria in alluvioni* proveniente dalla disaggregazione naturale dei giacimenti primari quarziferi, e successivo trasporto e deposito dei detriti; siccome l'oro non si altera ed è assai pesante, messo in libertà dai frammenti di roccia che lo conteneva, viene trasportato insieme alle ghiaie ed alle sabbie dalle acque dei fiumi e dei torrenti, e facilmente si deposita e si accumula sul letto e in determinati punti detti *tasche*. Il fondo valle quindi di regioni aurifere presenta sempre dei depositi pure auriferi: i giacimenti auriferi alluvionali possono essere già sfruttati quando contengano solo 10 gr. di oro per tonnellata!, perchè non vi è per questi il lavoro costoso di frantumazione della roccia che si richiede pei primari.

Località. — *In Italia* si hanno giacimenti originari nella Val d'Aosta e specialmente nella regione del Monte Rosa, dove vi sono ancora avanzi di gallerie scavate dai Romani, che si tentò parecchie volte di riprendere con scarso successo per la povertà del tenore in oro (Brusson, Evançon, Alagna); anche molti fiumi alpini (Po, Dora Baltea e Riparia, Orco, Sesia, Ticino) hanno sabbia aurifera ma troppo scarsamente; una miniera in attività si trova nella valle Anzasca.

In Europa la regione più ricca è la Transilvania, poi i Monti Urali dove furono trovate molte pepite voluminose, la Siberia, la Corno-

vaglia. *Fuori Europa*, fra le località più importanti ricordo il Transvaal presso Johannesburg dove trovansi i giacimenti più importanti del mondo (si calcola che contengano 15 milioni di tonnellate d'oro in una superficie di 100 km²); quivi l'oro trovasi in fine polvere dentro una sostanza silicea che cementa antiche alluvioni. Fra le altre regioni ricche di oro ricordo la California e l'Alaska, che nel passato hanno attirato tanti cercatori d'oro, nonchè molte altre regioni negli Stati Uniti, nel Colorado, Messico, Brasile, Australia.

In Africa Orientale vi sono giacimenti auriferi sia primari che secondari, già sfruttati ma con metodi empirici; nuove ricerche e l'applicazione di metodi moderni potranno procurarci una buona produzione di questo prezioso metallo.

ESTRAZIONE. — I. *Metodo di levigazione.* — Consiste nel trattare le sabbie aurifere con una corrente d'acqua in piani inclinati o con macchine centrifughe; la separazione è facile perchè vi è una forte differenza di peso specifico tra la sabbia e l'oro in essa contenuto, in modo che si possono facilmente separare. Con questo metodo si possono trattare sabbie che contengono appena 10 gr. d'oro per tonnellata. Se il giacimento è originario bisogna polverizzare la roccia il che si può ottenere con macchine speciali (frantoi, macine) ovvero con potenti getti di acqua alla pressione di 5-6 atmosfere.

II. *Metodo di amalgamazione.* — Si usa quando l'oro si trova mescolato con solfuri (pirite, arsenopirite, pirrotina) perchè in tal caso essendo il minerale pesante e l'oro estremamente suddiviso, non è possibile separarlo col metodo della levigazione. Il minerale ridotto in polvere si tratta con mercurio col quale l'oro si amalgama, mentre il solfuro no ed è quindi facile separarlo: distillando poi l'amalgama il mercurio si ricupera, e rimane l'oro. Questo metodo usato anche dagli antichi permette di sfruttare minerali che contengono almeno 30-40 gr. di oro per tonnellata.

III. *Metodo della cianurazione.* — Si tratta il minerale polverizzato con cianuro potassico col quale l'oro forma cianuro auroso-potassico solubile in acqua: da questa soluzione con l'elettrolisi si ottiene oro purissimo. Questo metodo oggi tende a sostituire il metodo di amalgamazione, perchè è più economico e porta via meglio tutto l'oro, in modo che si possono utilizzare minerali con una percentuale d'oro anche molto piccola.

PROPRIETÀ FISICHE. — è di color giallo vivo con lucentezza metallica, poco duro (Dur. 2,5), pesante (Peso spec. 19,3), fonde a 1063°; è estremamente malleabile, perchè si riduce in lamine dello spessore di un decimillesimo di millimetro verdi per trasparenza. È uno dei migliori conduttori del calore e dell'elettricità.

Proprietà chimiche. — È un elemento con pochissima affinità, non combinandosi che con alcuni elementi (cloro, selenio, tellurio); per tal motivo all'aria non si altera, quindi conserva indefinitamente il suo colore e la sua lucentezza. Gli acidi non lo intaccano: il cloro allo stato nascente (e quindi l'acqua regia) lo trasforma in cloruro solubile: col cianuro potassico forma un cianuro doppio, pure solubile, usato nelle indorature galvanoplastiche.

Usi. — L'oro viene usato come moneta e per fare oggetti ornamentali, unendolo a rame od argento per aumentarne la durezza. Si usa pure per istrumenti scientifici, industriali, medici, e per fare sali per fotografia o per usi chimici. In commercio l'oro si calcola a *carati*, che rappresentano la quantità d'oro contenuta su 24 parti; quindi l'oro puro sarebbe 24 carati; generalmente gli oggetti migliori sono d'oro a 18 carati cioè 24 parti contengono 18 d'oro e 6 di altri metalli (argento, rame).

Fig. 163. - Argento nativo.

ARGENTO

simb. Ag; peso at. 107,88; val. 1.

Stato naturale.— L'argento nativo si può trovare anch'esso in cristalli del sist. monometrico, ma l'aspetto più frequente è in ammassi filamentosi, spesso aggrovigliati, ovvero in masse allungate contorte (fig. 163) od in lamine.

Località. — L'argento nativo non è molto abbondante: questo metallo si trova di più combinato col solfo (*argentite* AgS) ed è contenuto nelle galene argentifere. *In Italia* ve ne sono discrete quantità in Sardegna; i giacimenti più ricchi si trovano nel Messico e nel Chile.

Proprietà fisiche.— Ha color bianco metallico lucente a frattura fresca, è malleabile, duttilissimo, tanto che si può ridurre in fili sottilissimi, flessibili che si possono usare per maglie e ricami; è il miglior conduttore dell'elettricità e del calore; poco duro (2,5-3).

Peso spec. 10,5. Se puro fonde a 960° assorbendo circa 20 volte il proprio volume di ossigeno che cede solidificandosi.

Proprietà chimiche. — L'argento è attaccato facilmente dall'acido nitrico; all'aria si altera annerendo per azione dell'idrogeno solforato che lo trasforma in solfuro; si ossida solo a caldo e ridotto in polvere fina.

Estrazione. — Dalla galena argentifera quando contiene una percentuale d'argento un po' elevata (superiore a 0,2%, può superare anche l'1%) l'estrazione dell'argento si compie con vari metodi:

1° *Zincaggio:* consiste nell'aggiungere dello zinco al piombo fuso che contiene l'argento; questo si unisce in lega collo zinco, dando una lega che per raffreddamento solidifica prima del piombo;

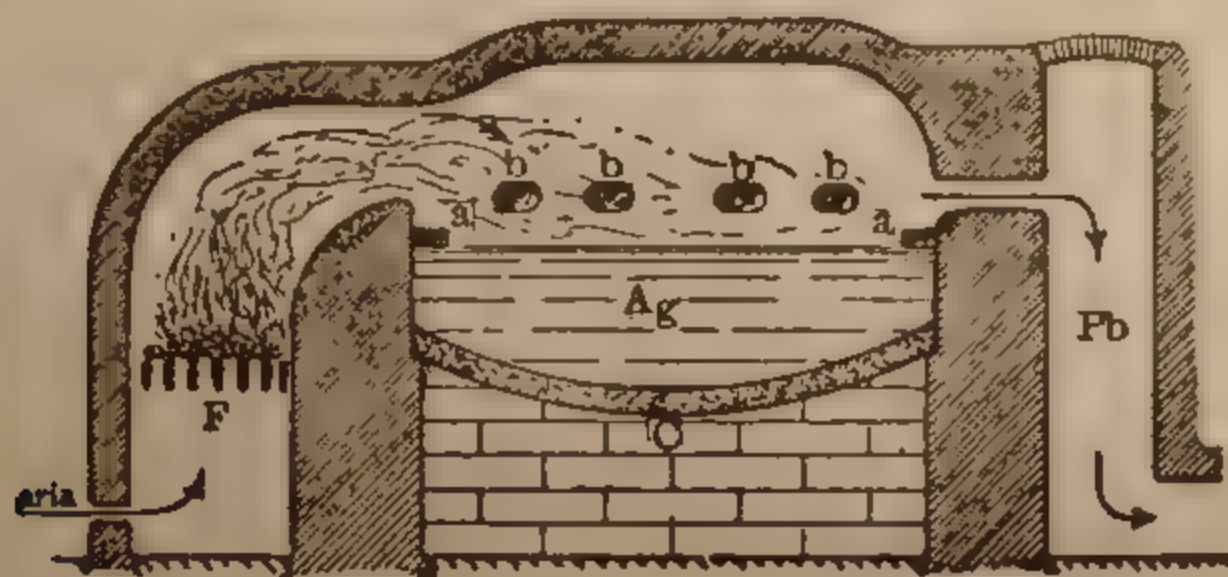



Fig. 164. - Coppellazione, per separare l'argento dal piombo. (*F* focolaio; *a* fori di uscita dell'ossido di piombo; *b* fori di ingresso dell'aria; *Ag* argento; *C* coppa porosa; *Pb* camera di condensazione dei vapori di piombo).

quindi si può facilmente separare dal piombo rimasto ancora fuso. Dalla lega di zinco e d'argento si elimina lo zinco mediante distillazione.

2° *Pattinsonaggio:* si basa sul fatto che, lasciando raffreddare la lega fusa di piombo e argento, prima solidifica il piombo, poi l'argento. Ripetendo quindi il processo parecchie volte si riesce ad ottenere una lega che contiene nove parti di argento e una sola di piombo, dalla quale il piombo si separa colla coppellazione.

3° *Coppellazione:* si pone la lega contenente molto argento e poco piombo in un vaso poroso refrattario (coppella), e si scalda fortemente con fiamma ossidante in corrente d'aria: una parte di piombo si trasforma in ossido (litargirio) che viene assorbito dalle pareti porose della coppella o si fa sortire da una apposita apertura; una parte di piombo passa allo stato di vapore e si condensa in apposita camera: finchè nella coppa resta l'argento puro (fig. 164).

Usi. — L'argento si usa per monete, per oggetti ornamentali ed artistici, ecc. generalmente in lega con altri metalli per aumentarne la durezza: il titolo è in millesimi; per oggetti migliori è di 900, cioè su 1000 parti vi sono 900 d'argento e 100 di altro metallo.

Dall'argento si ottengono i suoi sali usati in farmacia, in galvanoplastica per le argentature, in fotografia, per fare specchi, ecc.

L'argento si comporta come *monovalente*, dando origine a svariati composti, come il nitrato, $AgNO_3$ ed il bromuro AgBr.

PLATINO (1).

simb. Pt; peso at. 195,2; val. 2. 4.

Il platino si trova libero in natura in granelli ed in ciottolini, in giacimenti alluvionali. *In Europa* trovasi sui M. Urali; in minor quantità trovasi in Colombia, Canadà, Brasile. Giacimenti interessanti di sabbie diamantifere esistono nella nostra colonia dell'Africa Orientale. È un metallo color bianco-grigio lucente, molto pesante (peso spec. 21); è molto duttile; non si altera, non è intaccato dagli acidi, eccetto che dall'acqua regia.

Per la sua poca attività chimica e per la sua elevata temperatura di fusione (1755°) trova specialmente applicazioni scientifiche, in chimica, in chirurgia, ed in alcune industrie, per fare fili, lamine, capsule, crogiuoli, ecc.

Coll'antimonio e col piombo forma leghe fusibili; estremamente suddiviso (*spugna di platino, nero di platino*) ha un forte potere assorbente per l'idrogeno e l'ossigeno, e può provocare od accelerare reazioni chimiche (*azione catalittica*), come abbiamo già visto nella preparazione di svariate sostanze.

* NICHEL, CROMO e MANGANESE

Nichel (Simb. Ni). — Si estrae dalla *garnierite* (silicato di magnesio e nichel) e dalla *pirrotina* (solfuro di ferro come la pirite, ma più povero di zolfo): è un metallo bianco-argenteo, molto duro, malleabile, magnetico, può subire una bella pulitura. All'aria non si altera; è facilmente intaccato dall'acido nitrico, molto difficilmente dal cloridrico e dal solforico.

(1) Il nome deriva dallo spagnolo e vorrebbe dire argentuncolo, cioè disprezzativo di argento, perchè quando fu trovato si ritenne un metallo affine all'argento, ma meno pregiato di questo.

Viene usato per fare svariate leghe come l'*argentana* o *packfong*, per monete, per acciai elastici, per rivestire oggetti di uno strato lucente e proteggerli dall'alterazione.

Cromo (Simb. Cr). — Si estrae dalla *cromite* (ossido di ferro e cromo) riducendo l'ossido di cromo con polvere incandescente di alluminio (processo Goldschmidt). Il cromo è un metallo bianco con leggera tinta azzurrognola, e viva lucentezza, più duro e più resistente del nichel. Oggi viene largamente usato per cromare altri metalli, in sostituzione della nichelatura: il cromo serve inoltre per svariate leghe dure: il suo nome che dal greco vuol dir « colore » deriva dal fatto che ha composti di vari colori, usati infatti come materie coloranti: altri composti del cromo si usano nella concia delle pelli (concia al cromo); altri come reattivi da laboratorio.

Manganese (Simb. Mn). — Si estrae dalla *pirolusite* (biossido di manganese): è un metallo grigio-roseo talora iridescente, duro, difficilmente fusibile. Si usa anch'esso per fare leghe, ed i suoi composti hanno applicazioni varie: il biossido, detto « sapone dei vetrai », è usato nella fabbricazione dei vetri e in laboratori chimici; il permanganato potassico pel suo forte potere ossidante è un disinfettante usato in farmacia, e si usa anche nell'industria chimica per ossidare.

PARTE TERZA

CHIMICA ORGANICA

CAPO I

GENERALITÀ SUI COMPOSTI ORGANICI

Caratteristiche dei composti organici. — Salvo i composti studiati in Chimica inorganica (ossido di carbonio, anidride carbonica, acido carbonico, carbonati, carburo di silicio, solfuro di carbonio) e pochi altri, si può dire che tutti i composti del carbonio fanno parte della Chimica organica, così chiamata perchè in un primo tempo detti composti venivano ricavati direttamente dal regno organico, vegetale ed animale.

Lavoisier pel primo nel 1790 circa dimostrò che bruciando sostanze vegetali svariatissime, da tutte si ottiene come prodotto della combustione del vapor acqueo e dell'anidride carbonica, mentre dalle sostanze animali si ottiene spesso in più dell'azoto; ciò fece ritenere che le sostanze appartenenti al regno animale e vegetale fossero costituite da carbonio, ossigeno, idrogeno e azoto. Siccome inoltre non si riusciva ad ottenere sinteticamente queste sostanze organiche o a riprodurle artificialmente, così si riteneva che esse si formassero solo per azione di una forza speciale dovuta alla vita degli organismi, cioè ad una forza vitale, o che esse non fossero soggette alle regole che presiedono alla formazione delle sostanze minerali: per tal motivo si divise lo studio della Chimica in due rami distinti, la Chimica inorganica o minerale e la Chimica organica.

Più tardi però, nel 1828 il Wöhler, partendo da sostanze inorganiche (ammoniaca ed acido cianico), riuscì a preparare artificialmente l'urea che è un prodotto caratteristico della secrezione animale; ed in seguito altri chimici riuscirono a riprodurre in labo-

ratorio svariate altre sostanze organiche, e dimostrarono che anche queste seguono le leggi generali delle combinazioni. In seguito la preparazione in laboratorio della sostanze organiche andò sempre più perfezionandosi, in modo che oggi il chimico ottiene artificialmente molte sostanze identiche a quelle naturali, e moltissime che in natura non esistono. Ciò non ostante si conservò la distinzione fatta tra Chimica inorganica e Chimica organica, sia per facilità di studio, sia perchè questi composti del carbonio presentano nel loro complesso alcuni caratteri e comportamenti loro proprii, e dànno luogo a molti gruppi di composti che non trovano riscontro fra i composti inorganici.

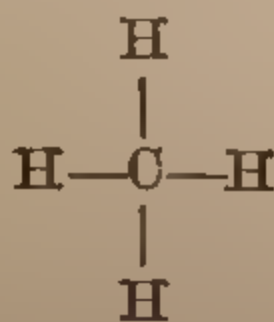
Conviene non confondere le sostanze organiche con le *sostanze organizzate:* queste hanno la caratteristica di essere formate da cellule e tessuti, e costituiscono la parte integrante del corpo degli animali e vegetali di cui si occupa la istologia e la fisiologia: da esse però si possono con mezzi speciali separare ed isolare delle sostanze organiche ben definite, e si può quindi dimostrare che le sostanze organizzate sono formate da una associazione di sostanze organiche svariate.

Mentre le sostanze inorganiche sono costituite da numerosi elementi molto diversi da una sostanza all'altra, noi osserviamo invece che gli elementi che prendono parte alla formazione delle sostanze organiche sono pochissimi, e cioè solo carbonio e idrogeno nei *composti binari*, carbonio, idrogeno, ossigeno nei *composti ternari*, carbonio, idrogeno, ossigeno, azoto nei *composti quaternari*, i quali però possono contenere anche fosforo, solfo e qualche altro elemento. Pur essendo il numero degli elementi così limitato, il numero dei composti organici è elevatissimo conoscendosene già circa 200.000. Il motivo di un così grande numero di composti formati sempre dagli stessi pochi elementi è dovuto a parecchie cause: 1° Al fatto che le molecole possono essere costituite, in confronto ai composti inorganici, da un numero elevatissimo di atomi. 2° Alla proprietà che posseggono gli atomi di carbonio di unirsi fra loro mediante legami in modi molto svariati, in modo che ad una medesima formola greggia corrispondono talora numerosi isomeri.

Formole gregge e formole di struttura. — Sappiamo già il significato di queste due parole (pag. 31): qui ricordiamo che pei composti organici sono preferibili le formole di struttura, sia perchè per mezzo di queste possiamo distinguere fra loro gli isomeri, sia perchè esse ci mettono in evidenza le catene ed i complessi atomici funzionali che ci permettono di riconoscere la serie ed il gruppo

al quale appartiene il composto. Per scrivere le formole di struttura bisogna tener presente che *il carbonio è sempre quadrivalente*, e che le sue valenze debbono sempre essere saturate (le valenze saturate si indicano come al solito con linee). Però, come si disse sopra, gli atomi di carbonio sono in generale uniti fra loro formando delle catene, e l'unione fra i diversi atomi di carbonio della catena avviene colla reciproca saturazione di una, due o tre valenze. Le catene possono essere aperte, chiuse o miste; alcuni esempi chiariranno queste formole strutturali.

I. ***Formola di struttura del metano.*** — Il metano è il composto più semplice della Chimica organica, l'unico composto che contenga un solo atomo di carbonio e quindi non esiste catena; la sua formola greggia è CH_4; la sua formola di struttura si rappresenta con le 4 valenze disposte a croce, in modo che l'atomo di C ne occupi il centro, così:

$$\begin{array}{c} H \\ | \\ H—C—H \\ | \\ H \end{array}$$

le posizioni però effettive nello spazio degli atomi di H, corrisponderebbero ai vertici di un tetraedro regolare (fig. 165), il cui centro sia occupato dal carbonio (*ipotesi del tetraedro*): la formola di struttura rappresenta quindi la proiezione in un piano di dette posizioni spaziali.

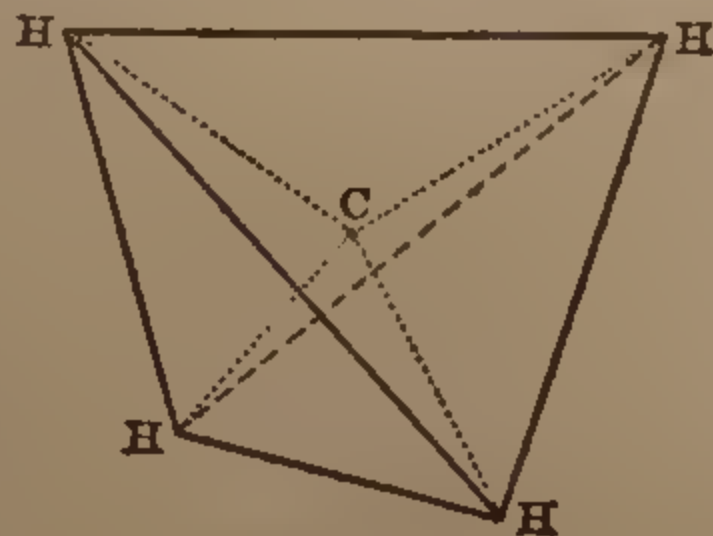
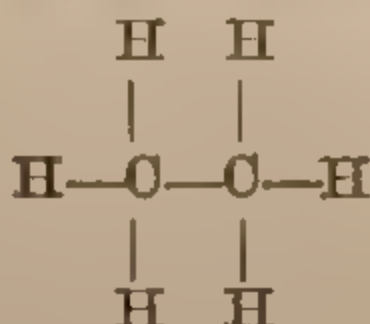
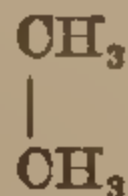
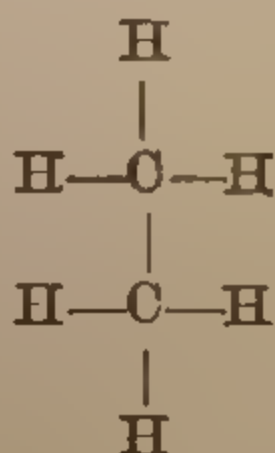
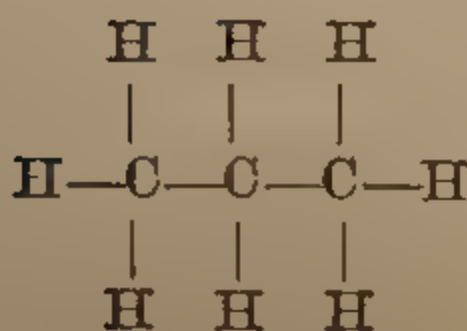
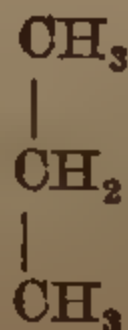
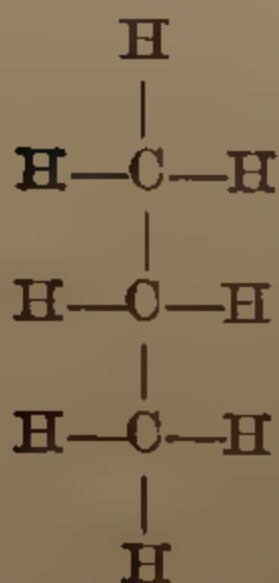



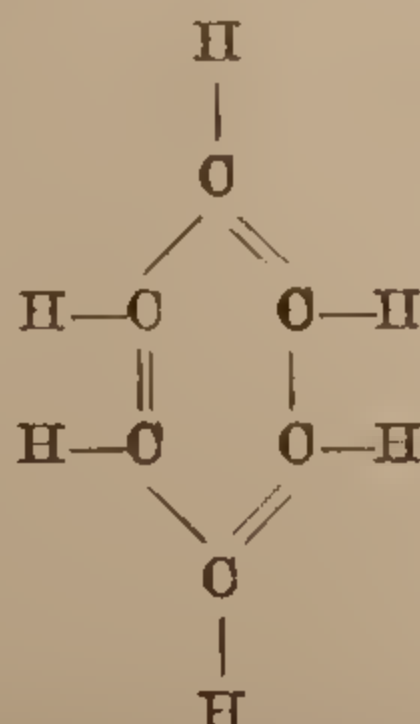
Fig. 165.

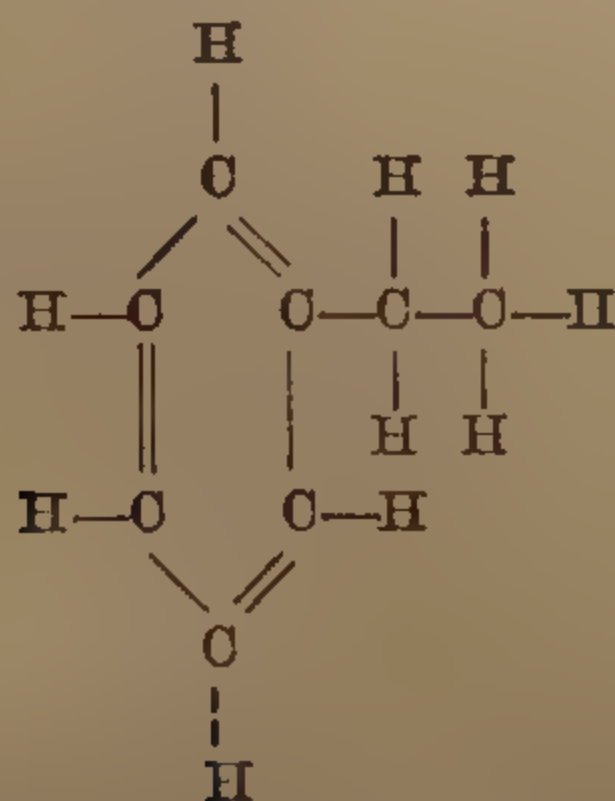
II. ***Formole di struttura a catena aperta.*** — Tolto il metano tutti gli altri composti contengono due o più atomi di carbonio (sino ad un numero elevatissimo, come già si disse); in tal caso gli atomi di carbonio sono uniti fra loro da un legame, rappresentato graficamente da una linea che significa la reciproca saturazione di una valenza, ovvero talora da due o al massimo da tre legami; le valenze che rimangono libere a ciascun atomo di carbonio, sono saturate da atomi di idrogeno, o di altri elementi o da gruppi atomici (radicali). Si ha così una *catena* detta *aperta*, perchè gli ultimi due atomi di carbonio non sono uniti fra di loro, che può essere scritta verticalmente od orizzontalmente; siccome però le formole

di struttura sono ingombranti, in generale si usano delle formole un po' riassuntive dette *formole razionali* unendo insieme tutti gli atomi di H relativi ad ogni atomo di carbonio. Scriviamo a titolo di esempio le formole gregge, di struttura e razionali di alcuni composti:

Serie grassa o aciclica. — Tutti i composti che presentano formole a catena aperta costituiscono un grande gruppo detto ***serie aciclica*** perchè non contengono catene chiuse o cicli, o ***serie grassa*** perchè ad essa appartiene il classico gruppo dei grassi.

III. ***Formole di struttura a catena chiusa.*** — Se a differenza del caso precedente, tutti gli atomi di carbonio sono uniti fra loro,

necessariamente gli atomi coi loro legami formano una catena chiusa, ossia sono disposti come se occupassero i vertici di un poligono. Uno dei casi più semplici e più importanti è quello del *benzene* la cui formola greggia è C_6H_6; i 6 atomi di carbonio sono disposti come i vertici di un esagono, e sono uniti fra loro alternativamente da un legame doppio e semplice; la formola di struttura è quindi la seguente:

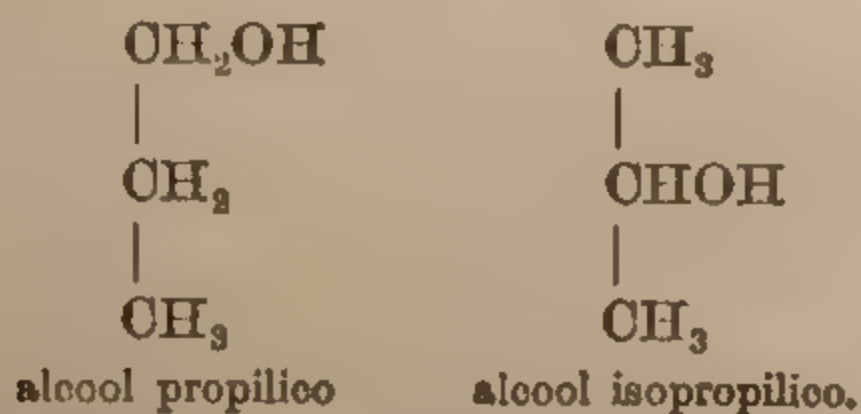
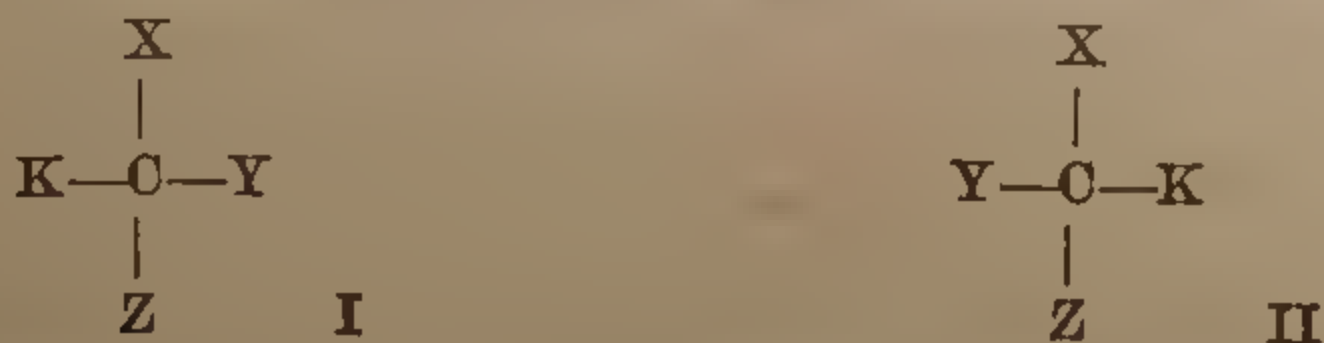
```
          H
          |
          C
        /   \\
   H—C         C—H
      ||       |
   H—C         C—H
        \   //
          C
          |
          H
```

IV. *Formole di struttura a catena mista.* — Vi sono dei composti che derivano da quelli a catena chiusa per sostituzione di uno o più atomi di idrogeno con catene aperte; la catena chiusa dicesi *nucleo*, la catena aperta dicesi *laterale*, es.: $C_6H_5 . C_2H_5$ etilbenzolo, la cui formola di struttura è:

```
          H
          |
          C       H   H
        /   \\    |   |
   H—C        C—C—C—H
      ||      |   |   |
      ||      |   H   H
   H—C        C—H
        \   //
          C
          |
          H
```

Serie aromatica o ciclica. — Tutti i composti che hanno formole di struttura con una o più *catene chiuse* con o senza catene laterali appartengono alla *serie aromatica* chiamata così perchè molte sostanze hanno odori aromatici o penetranti, e detta anche *serie ciclica* perchè gli atomi di carbonio sono uniti ad anello o ciclo.

Isomeria. — Abbiamo già accennato che cosa si intenda per isomeria (pag. 32) ed abbiamo già visto che fra i composti organici i casi di isomeria sono molto frequenti. Abbiamo inoltre vari tipi di isomeria; fra questi ricordiamo i due seguenti:

I. ***Isomeri strutturali.*** — Diconsi due composti diversi che hanno la stessa formola greggia (quindi composizione qualitativa e quantitativa eguale) ma formola di struttura diversa.

Così per esempio alla formola greggia C_3H_8O corrispondono due isomeri:

alcool propilico alcool isopropilico.

II. ***Stereoisomeri ottici.*** — Vi sono dei composti che pur avendo la stessa formola di struttura, hanno qualche comportamento chimico o qualche proprietà fisica diversa, in modo che non si possono ritenere come corpi identici. Un caso speciale è quello degli isomeri ottici ai quali le formole più semplici che si possono attribuire (indicando con K, X, Y, Z quattro elementi qualsiasi o gruppi) sono le seguenti:

nelle quali osserviamo che la I è l'*immagine speculare* della II, però non possono sovrapporsi, facendole ruotare nel piano, quindi esse debbono rappresentarci due composti diversi.

Osservando le due configurazioni scritte, notiamo che nella I i gruppi K X Y Z si susseguono da sinistra a destra come le lancette dell'orologio, mentre nella II si seguono con un ordine inverso, cioè da destra a sinistra.

Questi stereoisomeri hanno eguale comportamento chimico, ma posseggono una sola proprietà fisica diversa, e precisamente una proprietà ottica, riguardante il loro comportamento rispetto alla luce polarizzata (1).

(1) Dicesi luce polarizzata quella le cui vibrazioni si compiono in un piano: l'esame viene fatto mediante un istrumento detto polarimetro.

Se noi facciamo passare un raggio di luce polarizzata attraverso due stereoisomeri liquidi, o (se sono solidi) attraverso la loro soluzione fatta in un liquido indifferente (che cioè non devia il piano della luce polarizzata), vedremo che il piano della luce polarizzata viene deviato, quindi i *due stereoisomeri posseggono una attività ottica;* ma mentre l'uno devia a destra il piano della luce polarizzata e quindi dicesi *destrogiro*, l'altro lo devia a sinistra, e per tal motivo dicesi *levogiro*. Si comportano in tal modo il *glucosio* (detto anche *destrosio*) ed il *fruttosio* (detto anche *levulosio*), ai quali corrisponde la formola greggia $C_6H_{12}O_6$.

Polimeria. — È un fenomeno che si presenta abbastanza spesso fra i composti organici e consiste nel fatto che la formola greggia di alcuni composti risulta multipla intiera della formola di altri composti coi quali però spesso nan sussistono altri rapporti. Così per esempio l'acido acetico $C_2H_4O_2$ ed il glucosio $C_6H_{12}O_6$ sono polimeri dell'aldeide formica CH_2O.

Serie omologhe. — È un altro caso speciale che si presenta in Chimica organica, e si ha quando una *serie di composti che presentano la stessa formola generale si differenziano l'uno dall'altro per l'aumento di un medesimo gruppo atomico*. Così le *paraffine* formano una serie omologa di idrocarburi colla formola generale C_nH_{2n+2} ed i cui termini (o composti successivi) CH_4, C_2H_6, C_3H_8, C_4H_{10}, ecc. si differenziano per un gruppo CH_2 in più: *nelle serie omologhe i caretteri fisici ed il comportamento chimico vanno gradatamente cambiando dai primi termini a quelli più elevati:* così se osserviamo i dati qui trascritti di una serie omologa di acidi grassi dalla formola generale $C_nH_{2n}O_2$:

Acido	formico	$H.COOH$	liquido	p. ebolliz.	101°
»	acetico	$CH_3.COOH$	»	»	118°
»	propionico	$C_2H_5.COOH$	»	»	141°
»	butirrico	$C_3H_8.COOH$	»	»	162°
»	valerianico	$C_4H_9.COOH$	»	»	186°
»	capronico	$C_5H_{11}.COOH$	»	»	205°
»	enantilico	$C_6H_{13}.COOH$	»	»	223°
»	caprilico	$C_7H_{15}.COOH$	»	»	237°
»	pelargonico	$C_8H_{17}.COOH$	»	»	254°
»	caprico	$C_9H_{19}.COOH$	solido	p. fusione	31°,5
»	undecilico	$C_{10}H_{21}.COOH$	»	»	28°,5
»	laurico	$C_{11}H_{23}.COOH$	»	»	43°,5

Acido tridecilico	$C_{12}H_{25}.COOH$	solido	p. fusione	40°.5
» miristico	$C_{13}H_{27}.COOH$	»	»	54°
» pentadecilico	$C_{14}H_{29}.COOH$	»	»	51°
» palmitico	$C_{15}H_{31}.COOH$	»	»	62°
» margarico	$C_{16}H_{33}.COOH$	»	»	60°
» stearico	$C_{17}H_{35}.COOH$	»	»	69°
» arachico	$C_{19}H_{39}.COOH$	»	»	75°
» behenico	$C_{21}H_{43}.COOH$	»	»	83°
» ienico	$C_{24}H_{49}.COOH$	»	»	77°
» cerotico	$C_{25}H_{51}.COOH$	»	»	78°
» melissico	$C_{29}H_{59}.COOH$	»	»	90°

vediamo che i primi termini sono liquidi, mentre i superiori sono solidi, ma anche la densità e le altre caratteristiche variano, così la temperatura di ebollizione (per i liquidi) e quella di fusione (pei solidi) vanno gradatamente aumentando; i primi termini sono acidi energici, mentre nei superiori diminuisce l'acidità; i primi sono solubili nell'acqua in tutte le proporzioni, mentre nei superiori la solubilità diminuisce, ecc.

Funzioni chimiche e complessi atomici funzionali. — Dicesi funzione un comportamento speciale presentato da vari composti in rapporto a particolari gruppi atomici da essi contenuti, e diconsi complessi atomici funzionali questi gruppi di atomi in base ai quali il composto presenta caratteri speciali ben determinati. Così tutti gli acidi organici contengono il gruppo COOH (detto *carbossile*) dal quale dipende la funzione acida. Come in base alla formola di struttura a catena chiusa od a catena aperta dividiamo i composti organici in due grandi serie (*grassa* ed *aromatica*), così in base ai complessi atomici dividiamo i composti di ciascuna serie in gruppi: la conoscenza dei complessi atomici funzionali permette quindi di riconoscere a quale gruppo un composto appartenga. I principali gruppi che studieremo sono: *idrocarburi*, *alcooli*, *aldeidi*, *chetoni*, *acidi*, *eteri*, *amine*, *amidi*, *aminoacidi*, *idrati di carbonio*, *sostanze proteiche;* per ciascuno di questi gruppi, vedremo colle loro caratteristiche, i rispettivi complessi atomici funzionali.

CAPO II

GRUPPO DEGLI IDROCARBURI

Generalità.

Diconsi idrocarburi tutti i *composti binari*, formati cioè solo da carbonio ed idrogeno. Tutti sono facilmente combustibili dando anidride carbonica e vapore acqueo. Si suddividono nei seguenti gruppi:

I. *Serie delle paraffine o del metano.* — Hanno la formola generale $C_n H_{2n+2}$ ossia contengono un numero di atomi di idrogeno doppio più due rispetto gli atomi di carbonio; il numero degli atomi di carbonio, *n*, varia da 1 sino a 60, e sono fra loro uniti da *legami semplici*, mentre le altre valenze sono saturate da altrettanti atomi di idrogeno. I primi quattro idrocarburi della serie sono gassosi, dal 5° al 16° sono liquidi, gli altri sono solidi. Hanno scarsa affinità chimica, donde il nome di paraffine (*parum affinis*), e diconsi anche *idrocarburi saturi*, perchè non si possono avere composti di addizione, e non si possono introdurre atomi di altri elementi se non sostituendo gli atomi d'idrogeno esistenti nella molecola.

I primi termini della serie delle paraffine sono:

formola greggia — formola di struttura

	formola greggia	formola di struttura	formola razionale
Etano	C_2H_6	$\begin{array}{c} H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \vert \\ CH_3 \end{array}$
Propano	C_3H_8	$\begin{array}{c} H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \vert \\ CH_2 \\ \vert \\ CH_3 \end{array}$
Butano	C_4H_{10}	$\begin{array}{c} H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H-C-H \\ \vert \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \vert \\ CH_2 \\ \vert \\ CH_2 \\ \vert \\ CH_3 \end{array}$

Per avere le formole degli altri termini basta sempre aggiungere un gruppo CH_2; così avremo: *Pentano* C_5H_{12} — *Esano* C_6H_{14} — *Eptano* C_7H_{16} — *Ottano* C_8H_{18} — *Nonano* C_9H_{20} — *Decano* $C_{10}H_{22}$..., ecc. sino all'*Esacontano* o *dimirioile* $C_{60}H_{122}$.

II. ***Serie delle olefine o etilenica.*** — I primi due atomi di carbonio della catena sono uniti fra loro da *due legami*, quindi vi sono due atomi di idrogeno in meno rispetto la serie precedente e la formola generale è $C_n H_{2n}$. Hanno maggior affinità chimica, e diconsi *idrocarburi non saturi*, perchè facilmente il doppio legame si scinde, restando il composto con due valenze libere, in modo che può formare facilmente

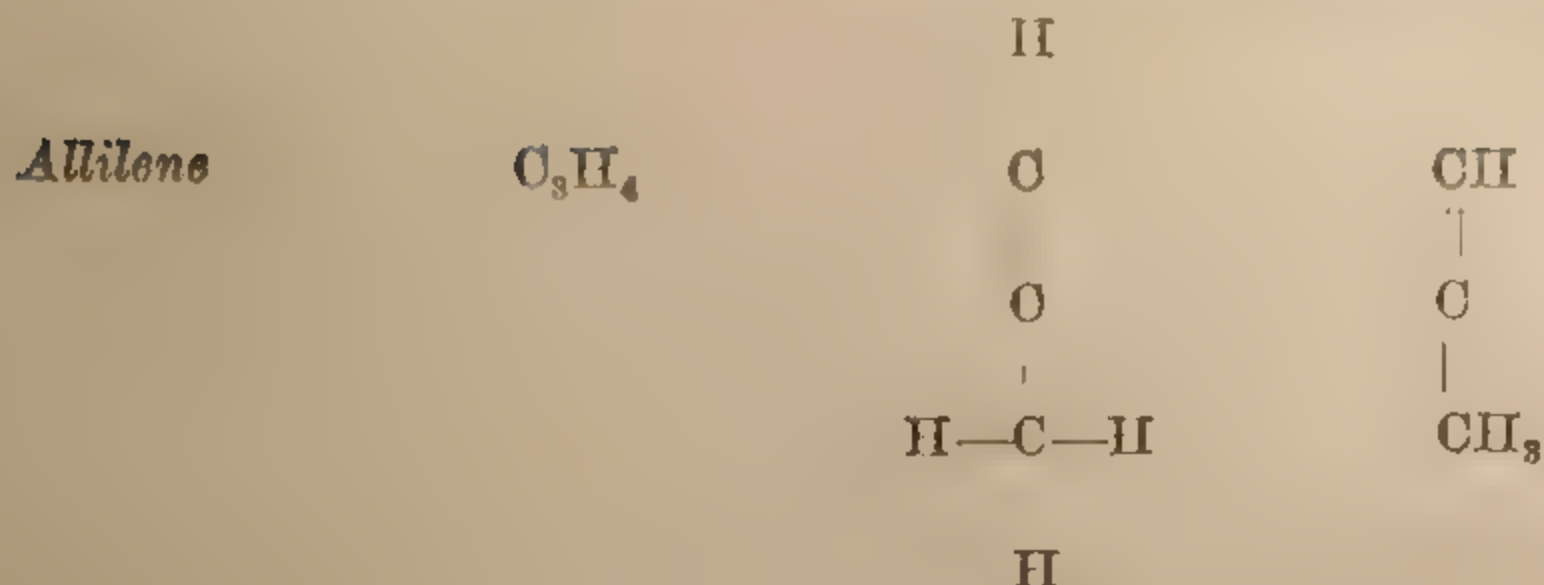
dei composti di addizione mentre gli idrocarburi saturi dànno solo prodotti di sostituzione. Dal nome del primo termine questa serie si chiama anche *etilenica*.

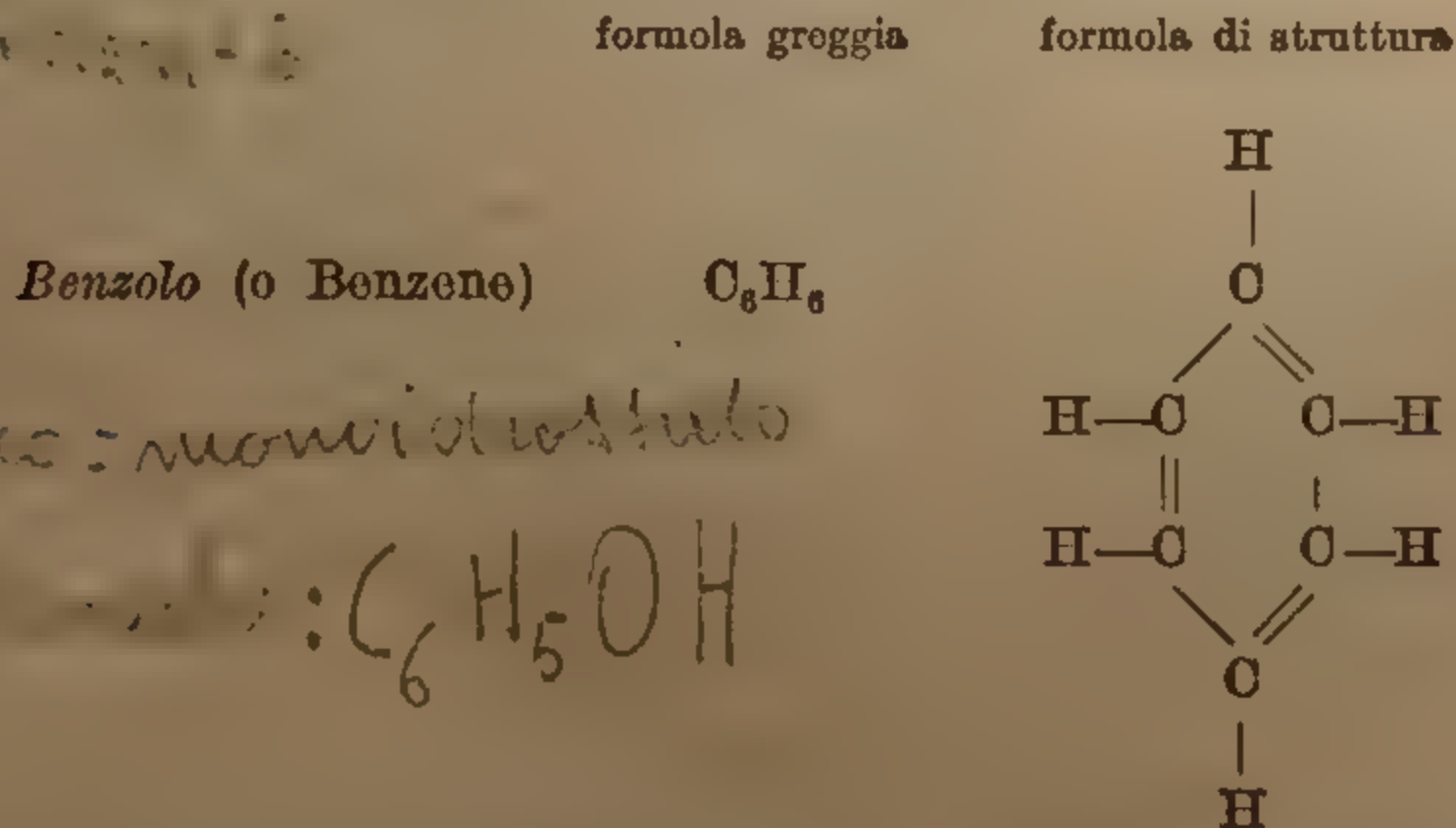
I primi termini di questa serie sono:

	formola greggia	formola di struttura	formola razionale
Etilene	C_2H_4	$\begin{array}{c} H—C—H \\ \Vert \\ H—C—H \end{array}$	$\begin{array}{c} CH_2 \\ \Vert \\ CH_2 \end{array}$
Propilene	C_3H_6	$\begin{array}{c} H—C—H \\ \Vert \\ C—H \\ \vert \\ H—C—H \\ \vert \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} CH_2 \\ \Vert \\ C \\ \vert \\ CH_3 \end{array}$
Butilene	C_4H_8	$\begin{array}{c} H—C—H \\ \\ C—H \\ \vert \\ H—C—H \\ \vert \\ H—C—H \\ \vert \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} CH_2 \\ \Vert \\ CH \\ \vert \\ CH_2 \\ \vert \\ CH_3 \end{array}$
Pentilene	C_5H_{10}, ecc.		

III. ***Serie acetilenica.*** — I primi due atomi di carbonio della catena sono uniti fra loro da *tre legami:* la formola generale è C_nH_{2n-2} perchè vi sono due atomi di idrogeno in meno rispetto la serie precedente. I primi termini sono:

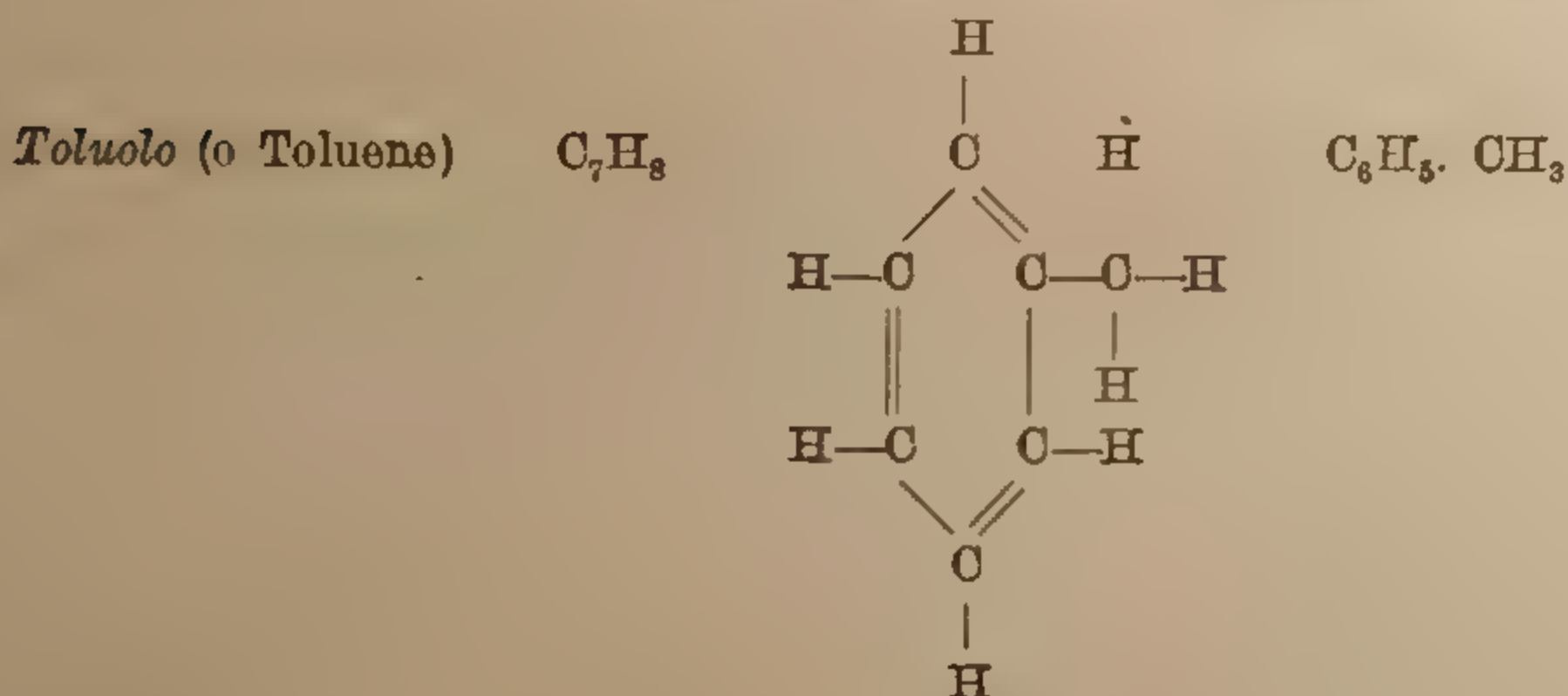
	formola greggia	formola di struttura	formola razionale
Acetilene	C_2H_2	$\begin{array}{c} H \\ \vert \\ C \\ \vert\vert\vert \\ C \\ \vert \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} CH \\ \vert\vert\vert \\ CH \end{array}$

	formola greggia	formola di struttura	formola razionale
Allilene	C_3H_4	$H-C\equiv C-CH_3$ (H, C, C, H—C—H, H)	$CH \equiv C - CH_3$

Anche queste due serie olefinica e acetilenica sono *serie omologhe* come la serie delle paraffine. Se invece confrontiamo fra loro gli idrocarburi di queste tre serie, per es. etano C_2H_6, etilene C_2H_4, acetilene C_2H_2, vediamo che ogni termine ha un gruppo H_2 in meno rispetto il termine che lo precede; questi idrocarburi costituiscono delle serie dette *serie isologhe.*

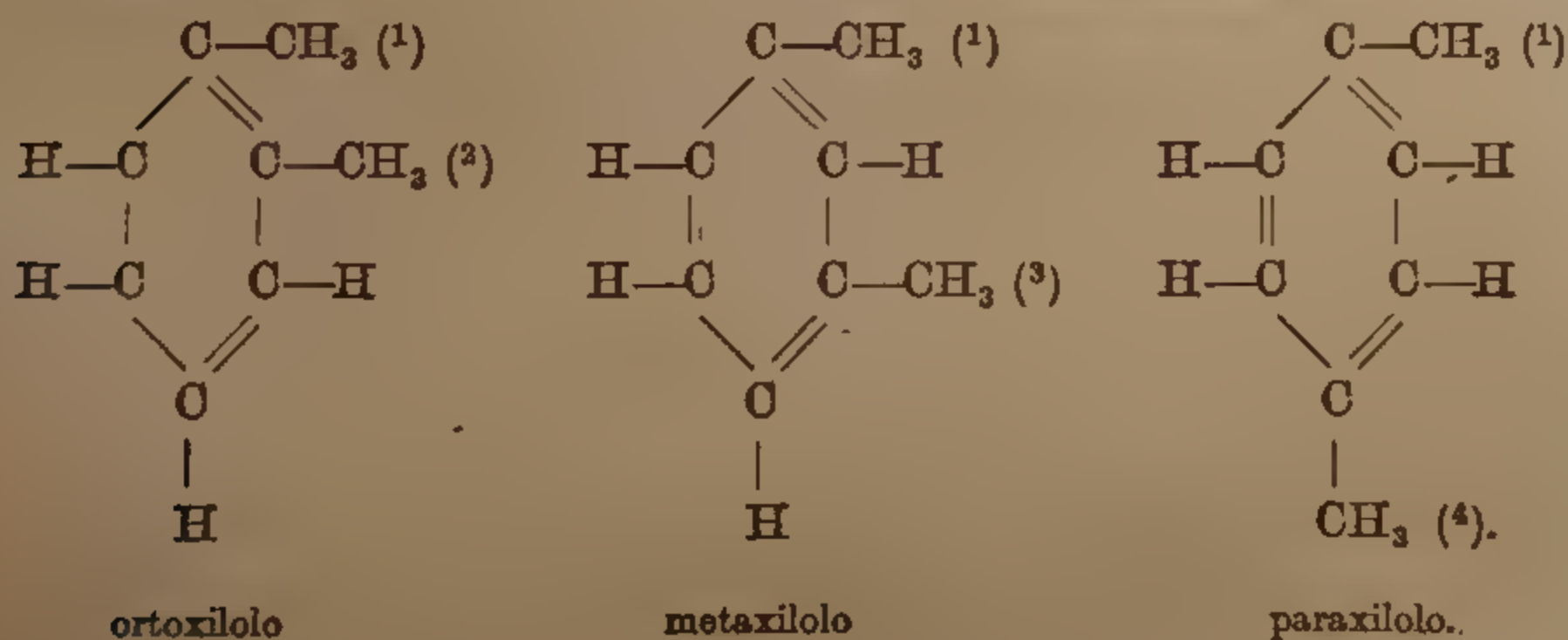
IV. ***Idrocarburi ciclici a nuclei semplici.*** — Diconsi quelli che contengono sei atomi di carbonio uniti ad anello chiuso da legami doppi e semplici alternati. Hanno un numero di atomi di idrogeno minore di quello contenuto negli idrocarburi aciclici. L'esempio più semplice che si può citare è:

Se nel benzolo si sostituiscono uno o più atomi di idrogeno con residui di idrocarburi aciclici, si otterranno ancora degli idrocarburi sempre ciclici, ma con catene laterali. Così per es. sostituendo un

atomo di idrogeno col gruppo monovalente $-CH_3$ detto *metile* perchè proviene dal metano otterremo un idrocarburo detto *metil-benzolo* o *Toluolo.*

	formola greggia	formola di struttura	formola razionale
Toluolo (o Toluene)	C_7H_8	(vedi sotto)	$C_6H_5 . CH_3$

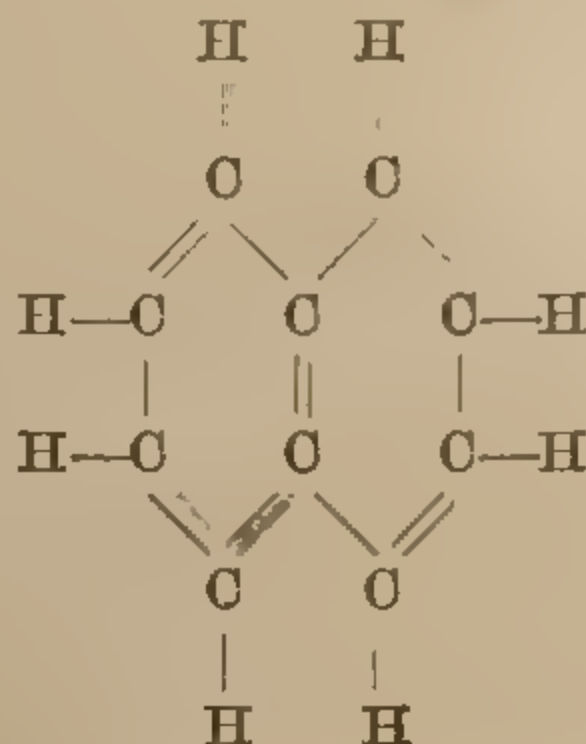
```
           H
           |
           C     H
          / \\   |
     H—C       C—C—H
       ||      |  |
       ||      |  H
     H—C       C—H
          \ //
           C
           |
           H
```

In qualunque posizione si sostituisca il gruppo CH_3 non si hanno isomeri.

Se nel benzolo sostituiamo due atomi di idrogeno con due metili $-CH_3$, si ottiene il *dimetilbenzolo* o *xilolo* $C_6H_4 (CH_3)_2$ pel quale però si hanno tre isomeri secondo se la sostituzione avviene nelle posizioni 1.2 (*ortoxilolo*), ovvero nelle posizioni 1.3 (*metaxilolo*) o nelle posizioni 1.4 (*paraxilolo*). Le formole di struttura sono le seguenti:

ortoxilolo — metaxilolo — paraxilolo.

V. ***Idrocarburi ciclici a nuclei condensati.*** — Diconsi quelli contenenti due o più anelli di sei atomi di carbonio uniti insieme.

A titolo di esempio si può citare la

	formola greggia	formola di struttura
Naftalina	$C_{10}H_8$	(vedi sotto)

```
          H    H
          |    |
          C    C
        //  \ /  \\
   H—C       C      C—H
     |       ||     |
   H—C       C      C—H
        \\  / \  //
          C    C
          |    |
          H    H
```

Principali idrocarburi.

Metano CH_4. — È un gas che si forma spontaneamente nella decomposizione delle sostanze organiche in presenza di acqua, quindi si sviluppa facilmente dalle paludi e perciò vien detto *gas delle paludi:* si forma pure nella distillazione del carbon fossile, e perciò lo troviamo nel gas illuminante, e per lo stesso motivo pel calore terrestre trovasi nelle miniere di carbone, dove, mescolato coll'aria, può formare un miscuglio esplosivo detto *grisou:* è pure abbondante nelle emanazioni petrolifere e talora esce dal suolo sotto forma di sorgenti gassose, delle quali se ne hanno parecchie nell'Appennino emiliano.

È un gas incoloro, con debole odore di aglio, non velenoso ma non mantiene la respirazione; è leggero circa la metà dell'aria; quasi insolubile in acqua; brucia con fiamma poco luminosa, ma molto calda. I suoi atomi di idrogeno possono essere sostituiti con atomi di alogeni, dando composti alcuni dei quali interessanti come il *cloroformio* o triclorometano $CHCl_3$ liquido volatile usato come soporifero in medicina, e l'*iodoformio* o triiodometano CHJ_3, polvere gialla di odore penetrante usata come antisettico.

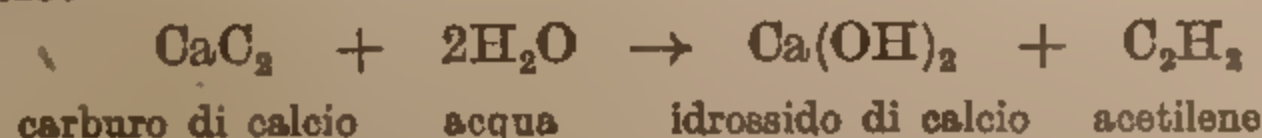
È usato per riscaldamento e per forza motrice, sia nel gas illuminante sia utilizzando le sorgenti naturali; oggi si usa pure come carburante per automobili; si mette in commercio compresso in bombole.

Etano C_2H_6. — Si trova sciolto nel petrolio naturale dal quale si sviluppa pure allo stato gassoso.

È un gas incoloro, inodoro, insolubile in acqua; brucia con fiamma azzurra; liqueta a —84° a press. ord. e solidifica a —172°. Anche l'etano dà origine a derivati alogenici, fra i quali ricordo il *cloruro d'etile* o monocloroetano C_2H_5Cl, liquido etereo che bolle già a 12° quindi versato sulla pelle evapora istantaneamente producendo un freddo intenso: per tal motivo viene usato in chirurgia come anestetico.

Etilene C_2H_4. — È il primo termine delle olefine. Si trova anche esso nel gas illuminante. È un gas incoloro, di odore sgradevole, etereo; poco solubile in acqua; liquefa a —103° a press. ord.: brucia con fiamma luminosa; con l'aria forma un miscuglio esplosivo. Si combina direttamente col bromo o col cloro. Si usa per fabbricare l'yprite.

Acetilene C_2H_2. — Si prepara per azione dell'acqua sul carburo di calcio:

$$\underset{\text{carburo di calcio}}{CaC_2} + \underset{\text{acqua}}{2H_2O} \rightarrow \underset{\text{idrossido di calcio}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{acetilene}}{C_2H_2}$$

È un gas incoloro velenoso che ha generalmente odore sgradevole in causa delle impurezze che contiene (idrogeno solforato e fosfina). È pochissimo solubile in acqua, brucia con fiamma luminosissima e fortemente calorifica: bruciando nell'ossigeno col *cannello ossi-acetilenico* si possono raggiungere 2800°. Con l'aria e con l'ossigeno l'acetilene forma pericolosi miscugli altamente esplosivi; con alcuni metalli, come rame, argento, mercurio, forma dei sali detti *acetiluri* pure esplosivi; bisogna quindi evitare questi metalli nell'uso dell'acetilene. Questo gas si usa come mezzo di illuminazione all'aperto, e specialmente per il cannello usato nelle saldature autogene.

Benzolo (o benzene) C_6H_6. — Si ottiene distillando il catrame di carbon fossile, e raccogliendo quanto distilla tra 80° e 85°; si ottiene anche dal gas illuminante e dai gas di forni a coke. In piccola quantità il benzolo può essere contenuto nella benzina, che però è essenzialmente una miscela di idrocarburi grassi ottenuta per distillazione del petrolio. È il più semplice idrocarburo della serie aromatica, e si può considerare come il capostipite di tutti gli altri composti: per la sua somiglianza colla benzina dicesi anche *benzina del catrame*.

È un liquido incoloro, di odore speciale, molto volatile, infiammabile, insolubile in acqua; bolle a 80° e cristallizza a 0°. È un ottimo

solvente dei grassi e delle resine. Serve a tale scopo in molte industrie nonchè per fabbricare una serie numerosissima di prodotti chimici specialmente colori, prodotti farmaceutici ed esplosivi.

Toluolo $C_6H_5.CH_3$ e **Xilolo** $C_6H_4(CH_3)_2$. — Sono altri due idrocarburi derivati dal benzolo per sostituzione di 1 o 2 atomi di idrogeno col radicale metile $—CH_3$; quindi si possono rispettivamente chiamare metil benzolo e dimetilbenzolo. Provengono anch'essi dalla distillazione del catrame, si assomigliano al benzolo ed hanno le stesse applicazioni.

Naftalina $C_{10}H_8$. — È un idrocarburo aromatico costituito come visto sopra da due nuclei condensati.

Si ottiene nella distillazione del catrame, raccogliendo ciò che passa fra 180° e 230°; si purifica quindi per successive sublimazioni.

È un solido untuoso al tatto, bianco-madreperlacco, in cristalli lamellari; fonde a 80°; è solubile in alcool caldo; all'aria evapora e diventa giallognolo; ha odore tipico catramoso; brucia con fiamma luminosa e fuligginosa. Si usa per preservare le pellicce e i tessuti dai tarli, per fare colori, per produrre il nero fumo, per carburare il gas, cioè renderlo più luminoso.

Petrolio. — Il petrolio è una miscela di idrocarburi che trovasi in natura in giacimenti generalmente situati in profondità: si ammette abbia origine organica per una speciale decomposizione di organismi marini. Il consumo mondiale è salito da 100 milioni di tonn. nel 1920 a 300 e più milioni nel 1938. Il primato della produzione è degli Stati Uniti (180 milioni), quindi vengono il Venezuela, l'Unione Sovietica, il Messico, il Golfo Persico, la Rumenia, l'Iran, l'Albania, ecc. In Italia si trova del petrolio nell'Appennino Emiliano (15.000 tonn. annue).

Il numero e la qualità di idrocarburi cambia da regione a regione; in ogni modo si tratta di miscele assai complesse di idrocarburi in prevalenza della serie grassa o aciclica, gassosi, liquidi e solidi, saturi e non saturi.

Il petrolio talora esce da screpolature spontanee del suolo, il più delle volte però si estrae facendo delle trivellazioni nel suolo dove esiste un giacimento petrolifero, trivellazioni che possono superare i 3.000 m. di profondità. Le trivellazioni si fanno con macchine chiuse in castellature dette *derricks;* spesso si sprigionano grandi quantità di gas costituiti da idrocarburi gassosi, gas che vengono utilizzati come combustibili per riscaldamento o per illuminazione, sia nelle industrie che per interi villaggi della regione. I gas che si trovano sotto pressione nelle viscere della Terra fanno salire il petrolio alla superficie dei pozzi, spesso in potenti zampilli o sorgenti (in Pennsilvania alcune sorgenti diedero per circa un mese un getto di

500 mila litri al giorno!). Cessata la pressione gassosa il petrolio deve essere estratto con pompe aspiranti. Un pozzo petrolifero può durare anche molti anni, ma poi si esaurisce.

Il petrolio greggio o olio di *nafta* è un liquido più o meno denso, vischioso, di color giallo-bruno sino a nero, insolubile in acqua, fluorescente, di odor agliaceo, bituminoso; qualche volta è fluido, scorrevole, verdastro; in genere contiene acqua, sali, fango. Viene quindi sottoposto alla distillazione frazionata in apposite caldaie dove viene condotto con lunghe tubature; più spesso però i luoghi di produzione esportano il petrolio greggio ai centri di consumo dove viene operata la distillazione; mediante questa vengono separate le seguenti sostanze che distillano a temperature diverse:

Fig. 166. - Pozzi petroliferi italiani: veduta della regione.

Oli minerali leggeri	*Gasolina*	da 30° a 50°
	Etere di petrolio	da 50° a 60°
	Benzina di petrolio	da 60° a 90°
	Ligroina	da 90° a 120°
	Petrolina	da 120° a 150°
	Petrolio da ardere	da 150° a 300°
Oli minerali pesanti (*vaselina, paraffina*)		sopra 300°

La *gasolina* è costituita da metano, etano, propano e raccolta in speciali gasometri serve come già si disse come gas combustibile per riscaldamento e per motori.

L'*etere di petrolio* formato essenzialmente da pentano ed esano è un liquido etereo molto volatile infiammabilissimo, ottimo solvente dei grassi, resine, gomme.

La *benzina* detta anche benzina di petrolio (per distinguerla dal benzene) o benzina d'automobili, è formata da esano, eptano ed altri idrocarburi; è il prodotto più importante della distillazione del petrolio greggio pel larghissimo consumo che tutte le Nazioni ne fanno pel funzionamento dei motori.

La *ligroina* detta anche benzina per solvente costituita da eptano e ottano, è pure usata per motori nonchè come solvente e sgrassante nell'industria e per la preparazione di vernici, linoleum, tele cerate.

La *petrolina* o benzina da smacchiare, formata da nonano e decano, si usa per smacchiare, ed anch'essa come solvente per colori e vernici, e come lubrificante.

Il *petrolio da ardere* o da illuminazione, chiarificato e purificato con acido solforico e soda caustica è un liquido giallognolo fluorescente, con odore tipico, insolubile in acqua e pochissimo in alcool, solubile invece nell'etere: è un buon solvente dei grassi ed ha forte potere calorifico.

Gli *oli minerali pesanti* sono usati direttamente come combustibili per i cosidetti motori ad oli pesanti (motori Diesel), ovvero da essi per ulteriori distillazioni si ottengono dapprima gli *oli minerali* (fra i quali l'olio di vaselina) che si usano come lubrificanti, quindi la *vaselina* pastosa, usata in farmacia, ed infine la *paraffina* che è specialmente usata per far candele; la vaselina e la paraffina sono miscele di idrocarburi solidi con un numero elevato di atomi di carbonio. Come residuo solido si può ottenere il *coke di petrolio.*

Bitume, asfalto. — Il bitume è un miscuglio di idrocarburi alquanto ossigenati ed azotati con proporzioni variabili di solfo; è solido o pastoso con aspetto e odore di catrame; fonde a 50° e brucia con fumo denso. Spesso impregna calcari, argille, sabbie, scisti, nel qual caso dicesi più esattamente *asfalto;* si dà pure il nome di asfalto al residuo della distillazione del bitume. Il bitume si trova nel Mar Morto, nell'Isola Trinidad (Antille). In Italia esiste un grande giacimento di scisti bituminosi a Ragusa in Sicilia, ed a S. Valentino nel-

l'Abruzzo; la roccia distillata o con solventi dà un rendimento del 5% in peso. Si è calcolata una riserva di un miliardo di ton. capaci di dare 50 milioni di tonn. di prodotto. L'asfalto serve per pavimentazione stradale e per ottenere petrolio ed oli minerali per combustibili e lubrificanti.

Benzina sintetica. — Dato il grande consumo di benzina e stante che molte Nazioni ne sono prive o scarse e che inoltre le riserve mondiali di petrolio sono molto limitate rispetto a quelle di carbone (forse basteranno solo per pochi decenni!) così si è cercato di ottenere la benzina dal carbone. Il metodo detto *idrogenazione dei carboni* (metodo Bergius), consiste nel sottoporre carboni o residui pesanti ricchi di carbonio (olii minerali) all'azione dell'idrogeno sotto pressione a caldo ed in presenza di catalizzatori.

Pure importantissima è la trasformazione degli oli minerali pesanti in benzina col processo detto di *piroscissione* che consiste nel sottoporre gli oli minerali pesanti a forte pressione ed alta temperatura in modo che le molecole di idrocarburi con molti atomi di carbonio si scindono in molecole più semplici. In tal modo il rendimento in benzina del petrolio può essere triplicata. In Italia si hanno impianti per idrogenazione a Bari, Livorno e quanto prima a Valdarno; impianti di raffineria e piroscissione a Venezia (Porto Marghera), Spezia, Napoli, Trieste e Tripoli.

Gas illuminante. — Parlando degli idrocarburi conviene fare un cenno sulla fabbricazione e sulla composizione del gas illuminante e dei prodotti importantissimi derivati da questa industria. Il gas si ottiene per distillazione secca del litantrace, cioè per riscaldamento di questo a circa 1500° e fuori del contatto con l'aria, entro grandi recipienti detti storte. Allora tutti i prodotti volatili che impregnano il carbon fossile volatilizzano e nella storta rimane come residuo solido il *carbone coke,* mentre sulle pareti si va condensando il *carbone di storta.* I vapori formatisi, caldi a circa 250°, mediante tubature vengono immessi in speciali collettori contenenti acqua fredda, nella quale si scioglie l'*ammoniaca* e i sali d'ammonio mentre numerosi prodotti si condensano formando una massa nera densa detta *catrame:* i prodotti aeriformi che non si condensano formano il gas illuminante grezzo il quale viene fatto passare in speciali depuratori (contenenti segatura di legno bagnata mescolata con calce spenta e solfato ferroso) per trattenere alcune sostanze molto nocive come l'acido cianidrico, l'idrogeno solforato, il solfuro di carbonio, ecc. Il gas così depurato viene introdotto in grandi gasometri fatti a cam-

pana capovolta nell'acqua dai quali passa nelle tubature di distribuzione. Il gas è chiamato ancora illuminante per quanto ormai per illuminazione è stato sostituito quasi ovunque dalla luce elettrica: esso serve principalmente per riscaldamento (per cucine e per industrie) e per azionare motori. La sua composizione è alquanto variabile: in media contiene:

50% Idrogeno

35% Metano

5% Ossido di carbonio

10% Gas vari (anidride carbonica, azoto, etano, etilene, acetilene, benzolo, tracce di vapori di naftalina e di impurezze).

Per l'ossido di carbonio ed altre impurezze, è velenoso; è leggero, incoloro; colla lampada Bunsen brucia con fiamma poco luminosa e molto calda; mescolato con aria forma un miscuglio esplosivo pericoloso.

Oltre il coke, il carbone di storta e le acque ammoniacali, un prodotto importantissimo dell'industria del gas è il catrame, dal quale si ricavano numerosi prodotti, in gran parte idrocarburi della serie aromatica i quali a loro volta servono per fabbricare specialmente colori, prodotti farmaceutici, profumi ed essenze, esplosivi.

Il catrame sottoposto a distillazione frazionata fornisce svariati prodotti, elencati nella tabella seguente; di detti prodotti furono fatti alcuni cenni nei capitoli sui diversi gruppi ai quali appartengono.

Come residuo solido rimane la *pece* o *asfalto di catrame* usato per la pavimentazione delle strade.

Litantrace distillato dà:

- Residui solidi
  - *Carbone coke*
  - *Carbone di storta*
- Prodotti volatili
  - non condensabili, gassosi
    - *impurezze*
      - idrogeno solforato
      - acido cianidrico
      - cianogeno
      - solfuro di carbonio
    - *gas illuminante*
      - idrogeno 50%
      - metano 35%
      - ossido di carbonio
      - anidride carbonica
      - azoto
      - etilene
      - acetilene
      - benzolo
  - solubili nelle acque di lavaggio
    - *ammoniaca*
    - *sali ammoniacali*
  - condensabili. *catrame*, che per distillazione dà:
    - tra 70° e 170° oli leggeri
      - benzolo
      - toluolo
      - xilolo
    - tra 170° e 230° oli medi
      - fenoli
      - naftalina
    - tra 230° e 270° oli pesanti
      - lubrificanti
      - combustibili
    - tra 270° e 400° oli antracenici
      - antracene
      - fenantrene
    - oltre i 400°
      - pece (o asfalto del catrame)

RADICALI ALCOOLICI
(o alchilici).

Se agli idrocarburi della serie delle Paraffine togliamo 1, 2, 3... atomi di idrogeno (un solo atomo ogni gruppo della catena), abbiamo rispettivamente dei radicali monovalenti, bivalenti, trivalenti, ecc., che diconsi radicali alcoolici, perchè saturandoli con ossidrili otteniamo gli alcooli: a questi radicali si dà il nome dell'alcool cui dànno origine, con terminazione in *ile* (il nome degli alcooli monovalenti corrisponde a quello del rispettivo idrocarburo). I radicali alchilici

hanno grande importanza nella struttura delle formole chimiche, perchè oltre che con ossidrili possono unirsi con altri elementi o gruppi, dando origine a svariati composti.

Per es.:

Se l'atomo di H viene tolto dal gruppo CH_3 si hanno *radicali primari*, se viene tolto dal gruppo CH_2 si hanno *radicali secondari*, se viene tolto dal gruppo CH si hanno *radicali terziari*.

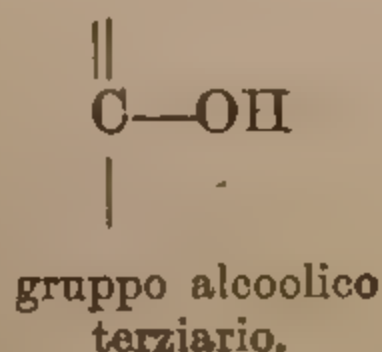
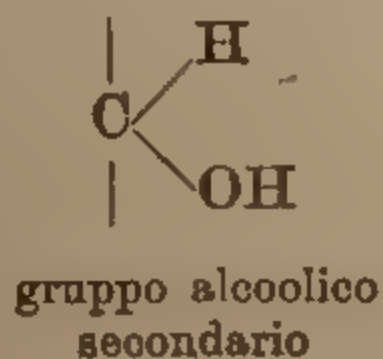
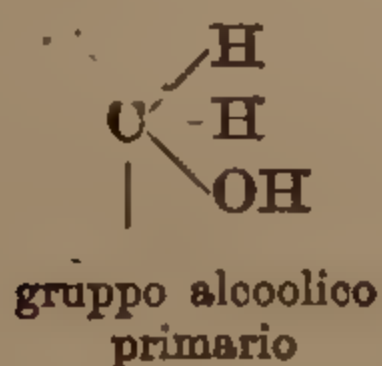
CAPO III

GRUPPO DEGLI ALCOOLI

Generalità.

Gli alcooli si possono considerare come composti derivati dagli idrocarburi grassi per sostituzione di uno o più atomi di idrogeno con altrettanti ossidrili. Secondo il numero degli ossidrili si distinguono in *monovalenti*, *bi-tri... polivalenti*, o *monossidrilici*, *bi tri... poliossidrilici*. Abbiamo anche alcooli della serie aromatica, che si ottengono per sostituzione dell'idrogeno della catena laterale con l'ossidrile.

Se l'idrogeno è sostituito nel gruppo $—CH_3$ della catena dell'idrocarburo si hanno *alcooli primari* caratterizzati dal gruppo $—CH_2OH$, se è sostituito nel gruppo $=CH_2$ si hanno *alcooli secondari* caratterizzati dal gruppo $=CHOH$, e finalmente se è sostituito nel gruppo $\equiv CH$ si hanno *alcooli terziari* $\equiv COH$; le formole di struttura di questi *gruppi atomici con funzione alcoolica* sono le seguenti:

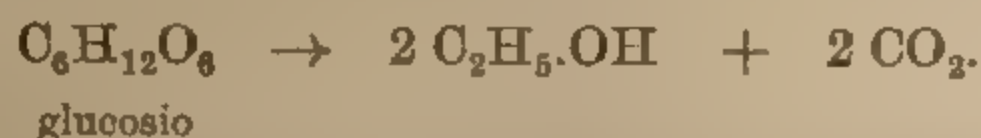
$-C(H)(H)(OH)$	$=C(H)(OH)$	$\equiv C—OH$
gruppo alcoolico primario	gruppo alcoolico secondario	gruppo alcoolico terziario.

Per quanto gli alcooli contengano l'ossidrile, non hanno funzione nè acida nè basica, costituiscono quindi un gruppo a sè che non ha riscontro nella serie inorganica: tuttavia alcuni alcooli hanno leggero comportamento acido, quindi con basi forti dànno delle specie di *sali* detti *alcoolati*.

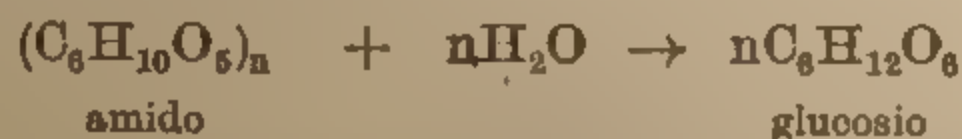
Principali alcooli.

Alcool metilico $CH_3.OH$. — Si ottiene industrialmente sottoponendo il legno alla distillazione secca e perciò si chiama anche *spirito di legno*. È un liquido incoloro, di odore sgradevole, mescolabile con acqua: bolle a 65°. È un buon solvente dei grassi e

delle resine. Si usa specialmente nelle fabbriche di colori e vernici, e per preparare la formalina. È un alcool primario monovalente derivato dal metano CH_4; per mettere in evidenza il gruppo alcoolico si scrive: $H.CH_2OH$.

Alcool etilico $C_2H_5.OH$. — La sua formola di struttura razionale è $CH_3.CH_2OH$, quindi è anch'esso un alcool monovalente primario: dicesi anche *spirito di vino*, perchè è contenuto nel vino; si forma per trasformazione dello zucchero (glucosio) contenuto nel mosto d'uva per azione di speciali fermenti (*saccaromiceti*); nella fermentazione si ha pure sviluppo di anidride carbonica che se resta nel vino gli dà il sapore frizzante:

$$\underset{\text{glucosio}}{C_6H_{12}O_6} \rightarrow 2\,C_2H_5.OH + 2\,CO_2.$$

L'alcool si prepara in grande partendo da sostanze amidacee (patate, cereali, farine, ecc.); queste vengono spappolate in acqua calda, quindi per azione di acidi diluiti o di un enzima detto *amilasi* l'amido si trasforma in glucosio

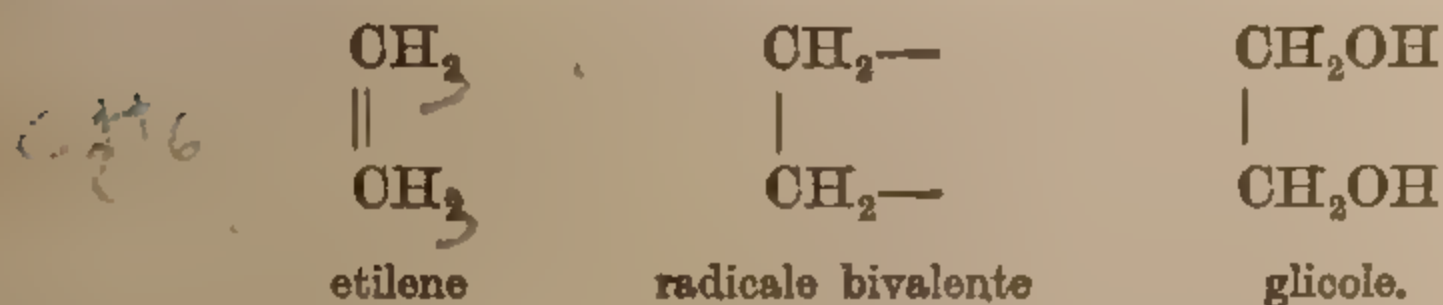
$$\underset{\text{amido}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + nH_2O \rightarrow \underset{\text{glucosio}}{nC_6H_{12}O_6}$$

per aggiunta dei saccaromiceti si provoca la fermentazione alcoolica. Oltre che da amidacei oggi si ottiene alcool dalle melasse di barbabietole, dal sorgo zuccherino, da frutta scadenti, nonchè distillando il vino e le vinacce.

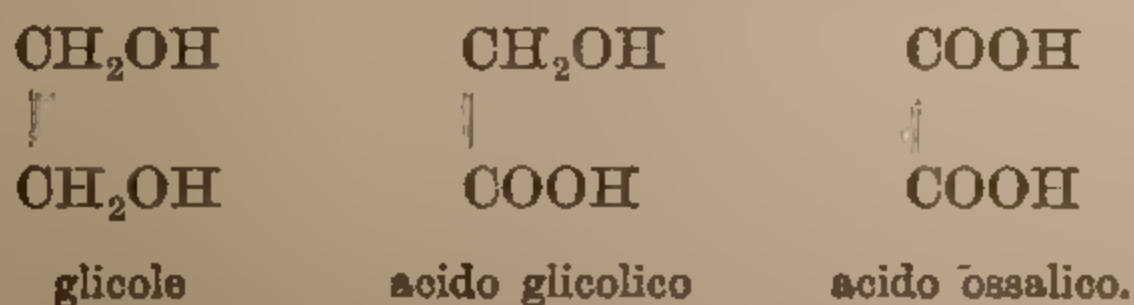
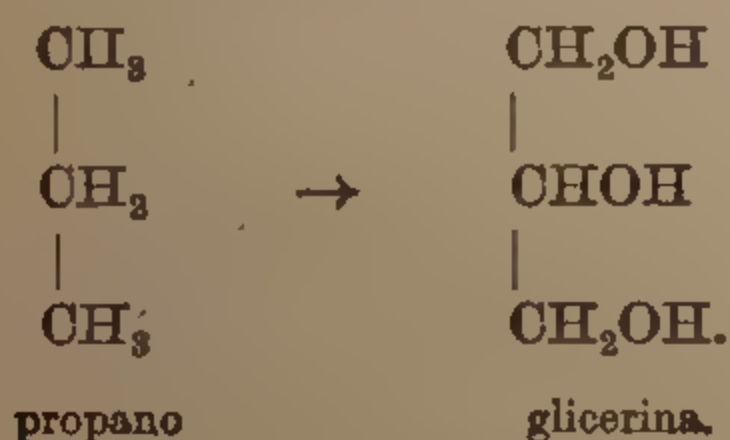
L'*alcool fino* al 95 %, è un liquido incoloro, di odore gradevole, sapore bruciante, di densità 0,8; si scioglie in acqua concentrandosi e scaldandosi; brucia con fiamma calda e poco luminosa; bolle a 78°; scioglie molti composti insolubili in acqua; conserva le sostanze organiche. Viene usato specialmente per preparare bevande alcooliche.

Per uso medico o chimico occorre talora dell'alcool che non contenga neppure più il 5 % di acqua: questo viene detto *alcool assoluto.*

Gran consumo di alcool si fa pure come combustibile, e per preparare colori, vernici, esplosivi, ed altri prodotti; a tal uopo si usa l'*alcool denaturato* (o spirito da bruciare), che è il comune alcool al quale furono aggiunte sostanze di odore e sapore sgradevole, affinchè non possa esser bevuto, perchè l'alcool fino paga una tassa molto elevata che non grava sull'alcool denaturato. Oggi si utilizza l'alcool anche per motori a scoppio miscelandolo con la benzina.

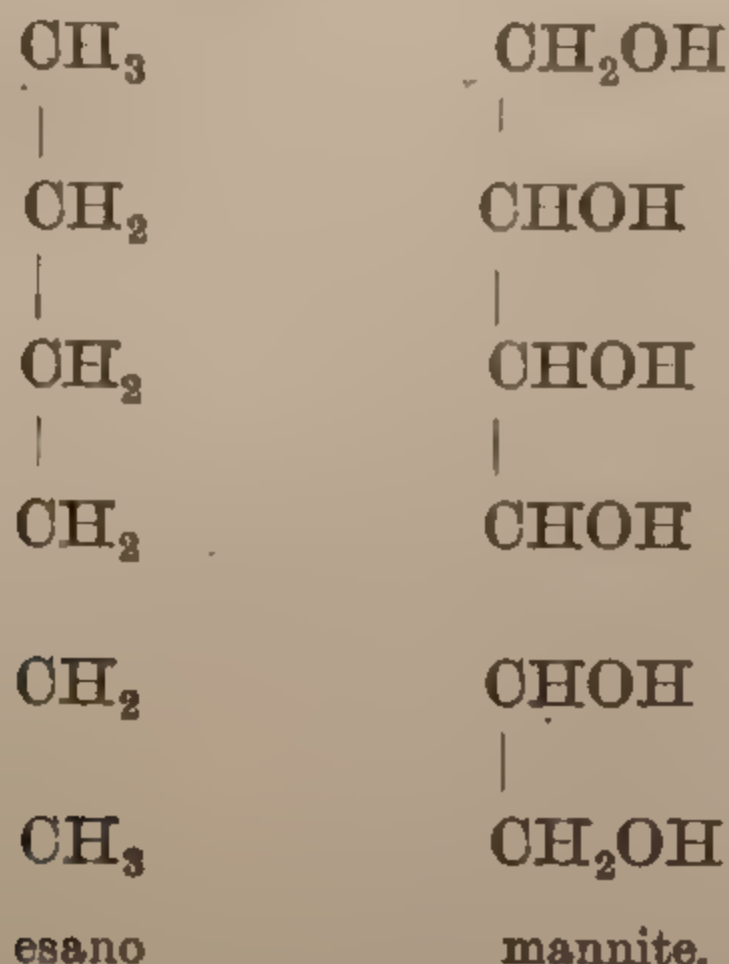
Glicole $(CH_2OH)_2$. — È il più semplice degli alcooli bivalenti, i quali con un nome generico chiamansi *glicoli:* il glicole dicesi anche *glicole etilenico*, perchè si può considerare derivato dall'etilene:

$$\begin{array}{ccc} CH_2 & CH_2— & CH_2OH \\ \| & | & | \\ CH_2 & CH_2— & CH_2OH \\ \text{etilene} & \text{radicale bivalente} & \text{glicole.} \end{array}$$

È un liquido denso, inodoro, di sapore dolciastro bruciante, leggermente acido, poco volatile; si trova nel regno organico. Nell'industria si usa per fare inchiostri poligrafici. Si prepara dal bromuro di etilene. Ossidato dà acido glicolico e poi ossalico.

$$\begin{array}{ccc} CH_2OH & CH_2OH & COOH \\ | & | & | \\ CH_2OH & COOH & COOH \\ \text{glicole} & \text{acido glicolico} & \text{acido ossalico.} \end{array}$$

Alcool glicerilico o glicerina $C_3H_5(OH)_3$. — È un alcool trivalente; si può cioè considerare come derivato dal propano C_3H_8, sostituendo tre atomi di idrogeno con tre ossidrili:

La glicerina è contenuta in tutti i grassi animali e vegetali, dai quali si estrae, nel modo che vedremo parlando dei grassi: essa ci rappresenta un prodotto secondario della fabbricazione dei saponi e delle candele.

La glicerina è un liquido sciroppso, denso, incoloro, inodoro, dolciastro, solubile in acqua e in alcool: l'acqua contenente un po' di glicerina non solidifica più che a temperature bassissime (circa —40°C).), fatto che viene utilizzato per molti scopi. È usata specialmente in farmacia e nella fabbricazione della dinamite (vedi al Capitolo degli esplosivi), nonchè per preparare certi colori e alcuni tipi di saponi.

Alcool mannilico o mannite $C_6H_8(OH)_6$. — È un alcool esavasente che si può considerare come derivato dall'esano C_6H_{14} per sostituzione di sei atomi d'idrogeno con sei ossidrili.

$$
\begin{array}{ccc}
CH_3 & \qquad & CH_2OH \\
| & & | \\
CH_2 & & CHOH \\
| & & | \\
CH_2 & & CHOH \\
| & & | \\
CH_2 & & CHOH \\
 & & \\
CH_2 & & CHOH \\
 & & | \\
CH_3 & & CH_2OH \\
\text{esano} & & \text{mannite.}
\end{array}
$$

È contenuto nella *manna*, sostanza che sgorga da incisioni fatte sul tronco di una specie di frassino, dalla quale si estrae separandola dal glucosio con alcool bollente. È una polvere microcristallina, bianca, leggera, dolciastra, solubile in acqua, usata in farmacia come debole purgante.

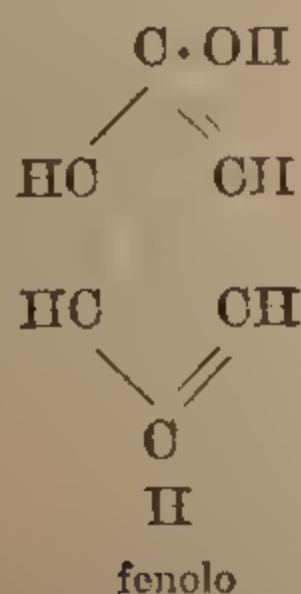
Alcool benzilico $C_6H_5.CH_2OH$. — Deriva dal Toluolo per sostituzione di un atomo di H del gruppo CH_3 della catena laterale con un ossidrile —OH. È quindi un alcool primario monovalente della serie aromatica. È un liquido incoloro che bolle a 206°.

CAPO IV

GRUPPO DEI FENOLI

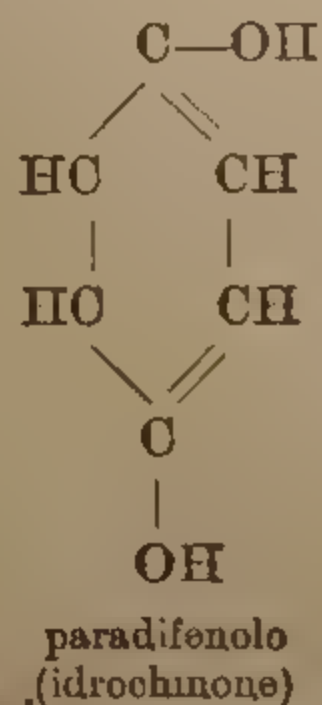
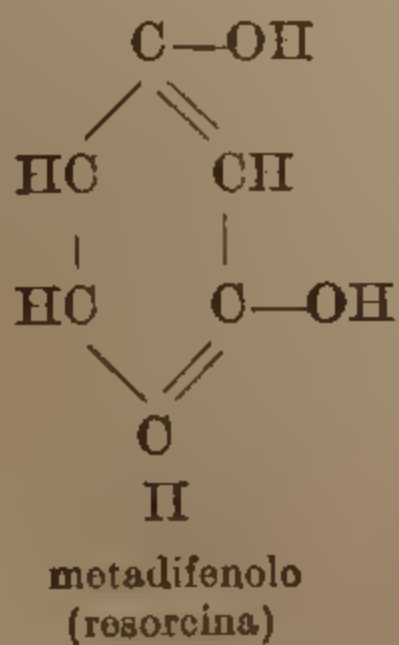
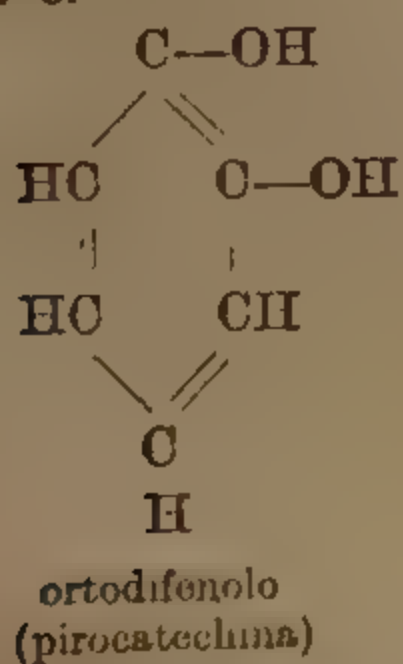
Diconsi *fenoli* i composti ottenuti da idrocarburi aromatici per sostituzione di uno o più atomi di idrogeno del nucleo con altrettanti ossidrili. Il più semplice è il *fenolo* $C_6H_5.OH$ che ha la seguente formola di struttura:

```
        C·OH
       /    \\
     HC      CH

     HC      CH
       \    //
         C
         H
```

fenolo

quindi vengono i *difenoli* $C_6H_4(OH)_2$ di cui vi sono tre isomeri dei quali la *resorcina* usata in farmacia mentre la *pirocatechina* e l'*idrochinone* sono usati come sviluppi fotografici; la loro formola di struttura è:

```
      C—OH                 C—OH                 C—OH
     /    \\              /    \\              /    \\
   HC      C—OH         HC      CH           HC      CH
   |       |            |       |            |       |
   HC      CH           HC      C—OH         HC      CH
     \    //              \    //              \    //
       C                    C                    C
       H                    H                    |
                                                 OH
```

ortodifenolo (pirocatechina) — metadifenolo (resorcina) — paradifenolo (idrochinone)

Fenolo od acido fenico C_6H_5 OH. — Si ottiene per distillazione del catrame. È un solido cristallino, incoloro se puro, fonde a 42°, poco solubile in acqua molto in alcool, ha odore forte sgradevole tipico. Ha proprietà acide formando sali detti *fenolati*, è un veleno potente e corrosivo, coagula l'albumina. Si usa come disinfettante, per fare esplosivi e svariati prodotti chimici.

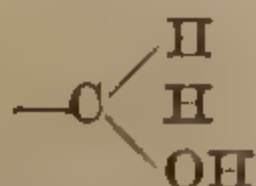
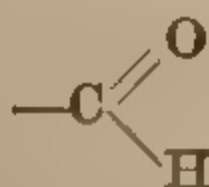
Il suo radicale C_6H_5 dicesi *fenile*.

CAPO V

GRUPPO DELLE ALDEIDI

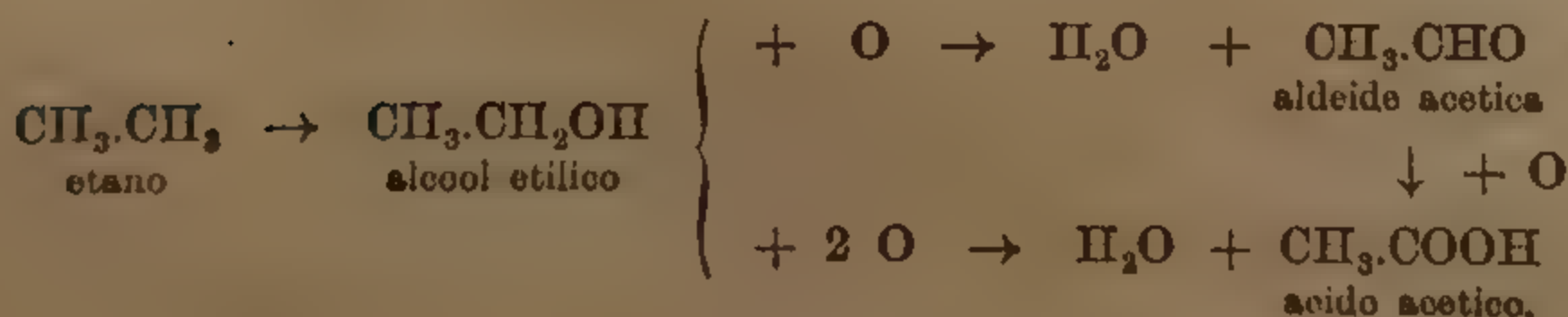
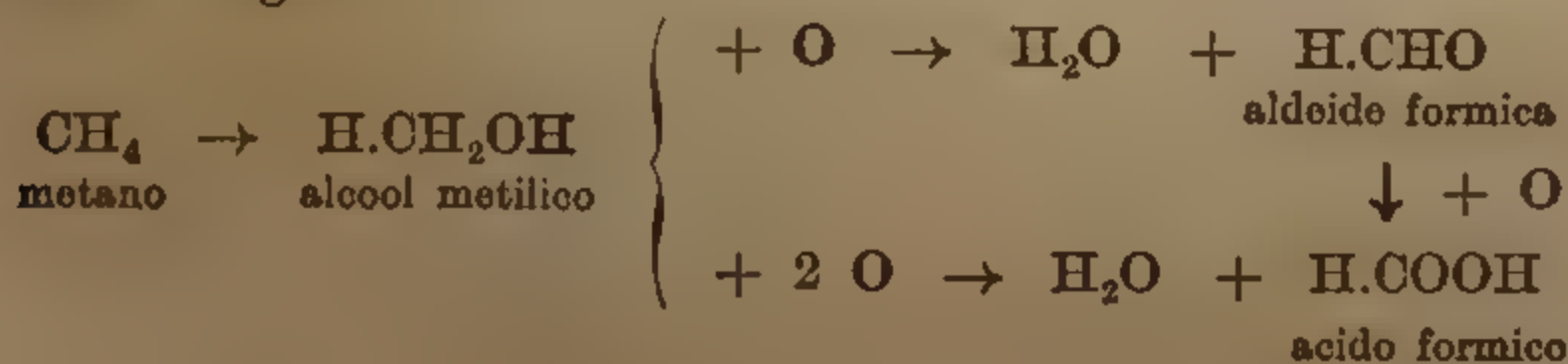
Generalità.

Sono composti che si ottengono per debole ossidazione degli alcooli primari, in modo che il gruppo alcoolico $—CH_2OH$ unendosi ad un atomo di ossigeno dà origine ad acqua e si trasforma nel gruppo aldeidico $—CHO$, nel quale gruppo aldeidico non esiste più l'ossidrile ma l'H e l'O sono uniti direttamente al carbonio:

$$—C\begin{cases} H \\ H \\ OH \end{cases} \qquad\qquad —C\begin{cases} =O \\ H \end{cases}$$

gruppo alcoolico primario — gruppo aldeidico.

Le aldeidi si ottengono pure per riduzione degli acidi, in modo che il gruppo carbossile $—COOH$ che caratterizza gli acidi si trasforma anche qui nel gruppo aldeidico $—CHO$: d'altra parte le aldeidi a loro volta per ossidazione dànno origine agli acidi. Le aldeidi sono quindi composti intermedi fra gli alcooli e gli acidi, come risulta dai seguenti schemi; ed esse prendono il nome dell'acido a cui dànno origine.

$$\underset{\text{metano}}{CH_4} \rightarrow \underset{\text{alcool metilico}}{H.CH_2OH} \begin{cases} + O \rightarrow H_2O + \underset{\text{aldeide formica}}{H.CHO} \\ \qquad\qquad\qquad\qquad \downarrow + O \\ + 2\,O \rightarrow H_2O + \underset{\text{acido formico}}{H.COOH} \end{cases}$$

$$\underset{\text{etano}}{CH_3.CH_3} \rightarrow \underset{\text{alcool etilico}}{CH_3.CH_2OH} \begin{cases} + O \rightarrow H_2O + \underset{\text{aldeide acetica}}{CH_3.CHO} \\ \qquad\qquad\qquad\qquad \downarrow + O \\ + 2\,O \rightarrow H_2O + \underset{\text{acido acetico.}}{CH_3.COOH} \end{cases}$$

Principali aldeidi.

Aldeide formica o formaldeide H.CHO. — Si ottiene ossidando l'alcool metilico, facendone passare i vapori misti ad aria in un tubo rovente contenente una spirale di platino.

È un gas lacrimogeno, irritante, antisettico: assorbe facilmente ossigeno trasformandosi in acido formico. In medicina e per conservare preparati anatomici si usa la *formalina*, che è una soluzione in acqua di aldeide formica al 40%. In farmacia si usa pure il *lisoformio* che è una soluzione saponosa più diluita. La formalina è usata nell'industria per indurire certe sostanze organiche, in modo da preparare dei prodotti di notevoli applicazioni: così dalla caseina per indurimento prodotto dalla formalina si ottiene la *galalite* con cui si fanno tanti oggetti; si preparano nastri per fotografia e cinematografia. Si usa pure per fabbricare la bakelite, colori ed esplosivi.

Aldeide acetica o acetaldeide CH_3.CHO. — Si ottiene come la formaldeide, ma partendo dall'alcool etilico: industrialmente si ottiene pure dall'acetilene più acqua con un catalizzatore. È un liquido che bolle a 21°, di odore soffocante, solubile in acqua, alcool, etere; all'aria si combina con l'ossigeno formando acido acetico; per la sua affinità con l'ossigeno agisce come riducente: riduce infatti i sali d'argento in soluzione ammoniacale facendo deporre l'argento sotto forma di strato metallico sul vetro o sulla porcellana: per tale proprietà si usa nella fabbricazione degli specchi.

CAPO VI

GRUPPO DEI CHETONI O ACETONI

Si ottengono per ossidazione degli alcooli secondari con eliminazione di acqua, in modo che il gruppo alcoolico secondario

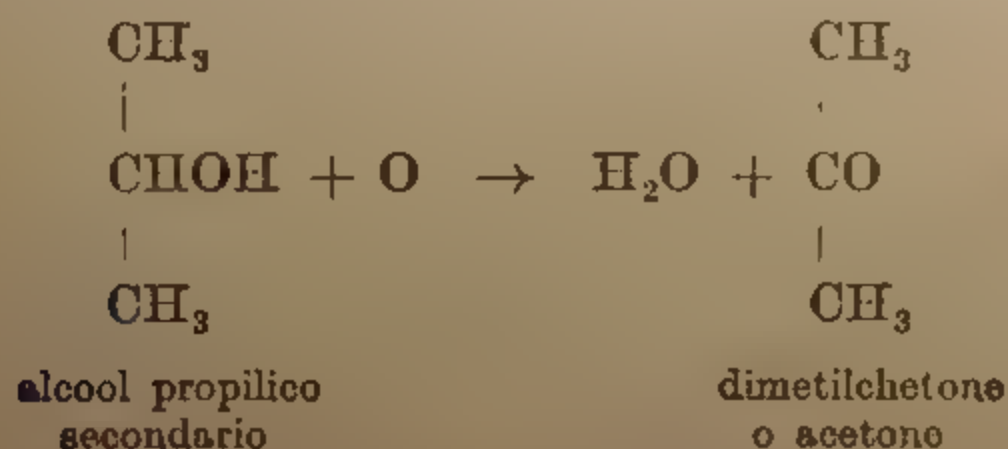
$$\begin{array}{l} | \\ \mathrm{CHOH} \\ | \end{array}$$

si trasforma nel gruppo $\begin{array}{c} \mathrm{C} \\ | \end{array} = \mathrm{O}$ detto *carbonile*. Hanno grande analogia colle aldeidi: si possono anzi considerare come provenienti dalle aldeidi per sostituzione dell'H del gruppo aldeidico con un radicale. Mentre, come abbiamo visto, ossidando le aldeidi si ottengono degli acidi che hanno lo stesso numero di atomi di carbonio, ossidando i chetoni si ottengono invece degli acidi con un numero di atomi di carbonio minore:

$$\begin{array}{ccc} \mathrm{CH_3} & & \mathrm{CH_3} \\ | & & | \\ \mathrm{CHOH} + \mathrm{O} & \rightarrow & \mathrm{H_2O} + \mathrm{CO} \\ | & & | \\ \mathrm{CH_3} & & \mathrm{CH_3} \end{array}$$

alcool propilico secondario — dimetilchetone o acetone

$$\mathrm{CH_3.COH} \rightarrow \mathrm{CH_3.CO.CH_3}$$

aldeide acetica — acetone.

Principali chetoni.

Acetone o dimetilchetone $(CH_3)_2CO$. — È il più noto e più importante fra i chetoni: si prepara scaldando l'acetato di calcio; in grande si ottiene insieme ad altri prodotti nella distillazione secca del legno, o per speciale fermentazione di sostanze amidacee, di zuc-

cheri. In piccole quantità si trova nel nostro corpo e aumenta nei diabetici.

È un liquido di odore etereo simile a menta, leggero, solubile in acqua, alcool ed etere, bolle a 56.05°. Per ossidazione dà origine ad acido acetico e formico. È un ottimo solvente dei grassi delle resine e della nitrocellulosa. Solidifica a 95°. È molto infiammabile.

È usato come solvente; nella preparazione dell'iodoformio e di altri prodotti chimici, di vernici, lacche e colori; nella fabbricazione della seta artificiale; di esplosivi (polveri senza fumo); per gelatinizzare la celluloide e tirarla in lastre sottili per pellicole, ecc.

CAPO VII

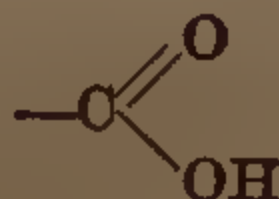
GRUPPO DEGLI ACIDI

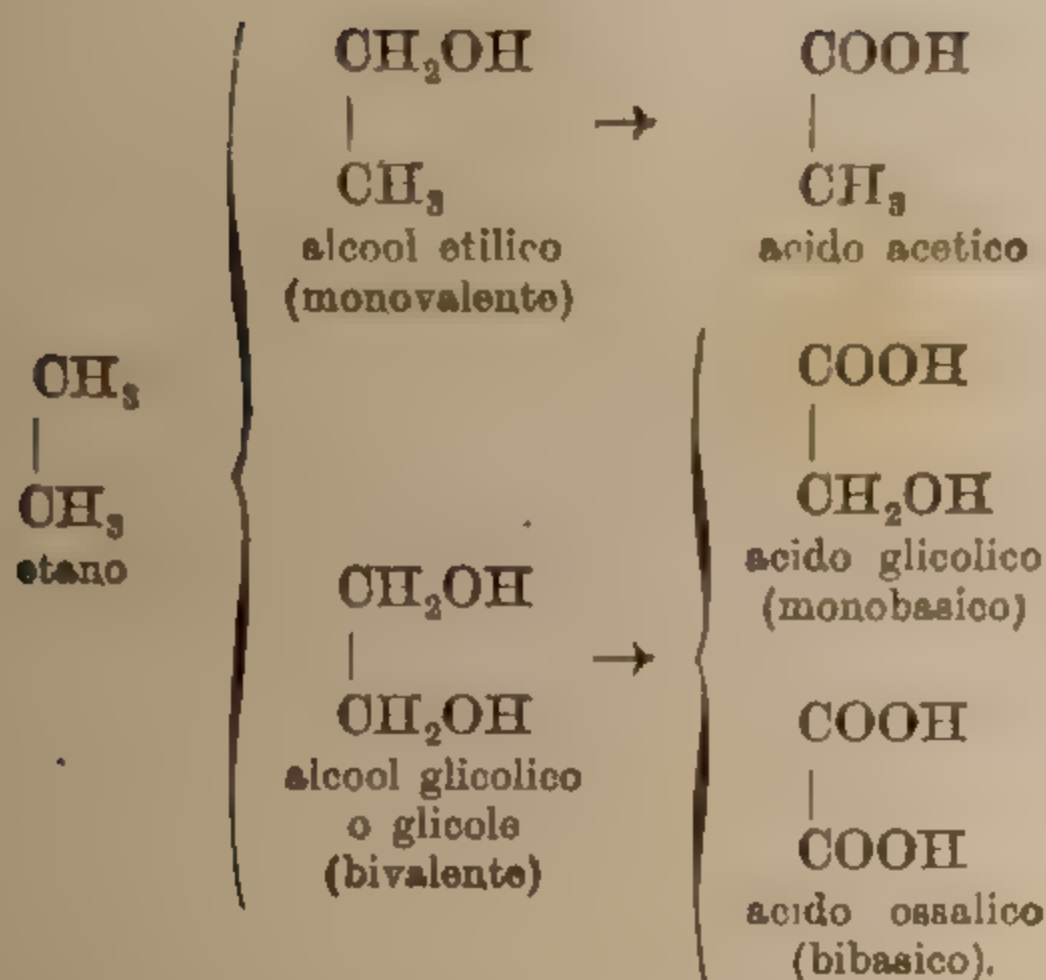
Generalità.

Gli acidi sono dei prodotti di forte ossidazione degli alcooli primari; in questi i due atomi d'idrogeno del gruppo $-CH_2OH$ sono sostituiti da un atomo di ossigeno, in modo che si ottiene il gruppo $-COOH$ detto *carbossile*, che caratterizza precisamente gli acidi. Come abbiamo già visto, gli acidi si possono pure ottenere per ossidazioni delle aldeidi; in tal caso il gruppo aldeidico $-CHO$ si trasforma nel gruppo carbossile $-COOH$.

Esempi:

alcool metilico	$H.CH_2OH$	→	*acido formico*		$H.COOH$
» *etilico*	$CH_3.CH_2OH$	→	»	*acetico*	$CH_3.COOH$
» *propilico*	$C_2H_5.CH_2OH$	→	»	*propionico*	$C_2H_5.COOH$
» *butilico*	$C_3H_7.CH_2OH$	→	»	*butirrico*	$C_3H_7.COOH$

Nel carbossile il gruppo $-OH$ costituisce ossidrile come risulta dalla formola di struttura

$$-C\Big\langle{}^{\mathrm{O}}_{\mathrm{OH}}$$

Tutti questi acidi che contengono un solo gruppo COOH, sono *acidi monobasici;* ma si possono avere acidi con parecchi carbossili, cioè *acidi bibasici, tribasici,* ecc., così per esempio dall'alcool bivalente *glicole* (derivato dall'etano) si potranno avere due acidi, uno monobasico (*acido glicolico*) ed uno bibasico (*acido ossalico*).

Si possono inoltre avere degli acidi da alcooli polivalenti, per ossidazione solo di alcuni gruppi alcoolici; in tal caso i composti che ne risultano diconsi *acidi a funzione mista*, contenendo contemporaneamente gruppi alcoolici e gruppi carbossilici, come per esempio l'acido glicolico.

Diconsi *acidi saturi* quelli che provengono dagli idrocarburi saturi, cioè che contengono legami semplici; *acidi non saturi* quelli che contengono due atomi di carbonio della catena legati da doppio legame, quindi si possono considerare come provenienti da idrocarburi non saturi. Si possono inoltre avere *acidi grassi* e *acidi aromatici*.

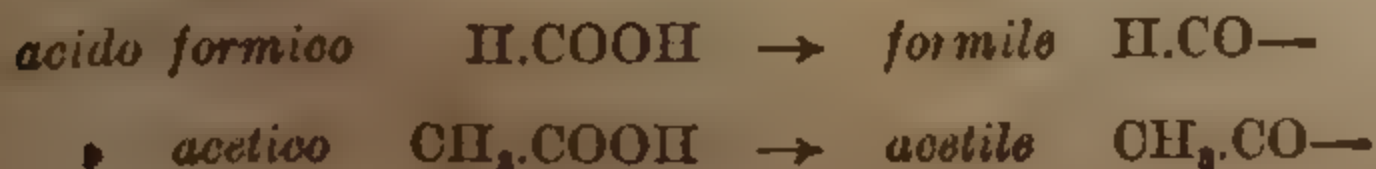
Gli acidi organici si comportano come quelli inorganici, hanno sapore acidulo e fanno venire rosse le cartine di tornasole; l'acidità però va diminuendo coll'aumentare degli atomi di carbonio.

Negli acidi solo l'idrogeno del carbossile è sostituibile con metalli; si ottengono in tal caso i *sali degli acidi organici* che possono essere *neutri* od *acidi* come i sali minerali, e si ottengono come questi trattando un acido organico con una base.

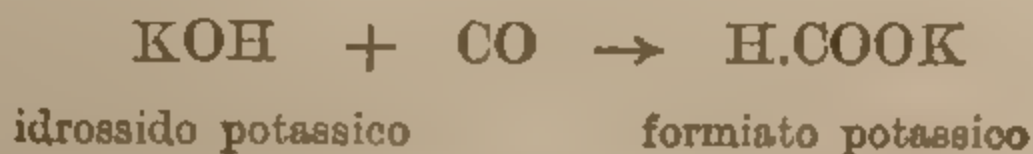
Dicesi *radicale acido* il residuo della molecola dell'acido che resta, togliendo il gruppo —OH del carbossile; tale radicale ha il nome dell'acido, con la desinenza in *ile*.

Esempi:

acido formico $H.COOH$ → *formile* $H.CO—$

» *acetico* $CH_3.COOH$ → *acetile* $CH_3.CO—$

Principali acidi.

Acido formico $H.COOH$. — Si trova nelle formiche, nei peli delle ortiche, nel sudore, nelle conifere. Le prime volte si preparò per distillazione secca delle formiche rosse. Oggi si prepara per ossidazione dell'alcool metilico. Si può ottenere sinteticamente per combinazione dell'ossido di carbonio con idrossido potassico,

$$\underset{\text{idrossido potassico}}{KOH} + CO \rightarrow \underset{\text{formiato potassico}}{H.COOK}$$

e trattando il formiato potassico che se ne ottiene con un acido debole.

$$H.COOK + HCl \rightarrow KCl + H.COOH$$

È un liquido incoloro, con forte odore pungente di formiche, ed è acido energico che arrossa la pelle. Bolle a 101°, ma si scompone facilmente in CO e H_2O; ha azione riducente, ed è forte antisettico.
Si usa in medicina e nella stampa dei tessuti in tintoria.

Acido acetico $CH_3.COOH$. — Si trova nell'aceto ed in altre bevande alcooliche acidificate. In questi liquidi l'alcool etilico per azione di un fermento, il *Mycoderma aceti*, in presenza di aria e ad una temperatura tra 18° e 35°, si trasforma in acido acetico, contemporaneamente si forma un deposito gelatinoso (detto *madre dell'aceto*) contenente migliaia di microrganismi.

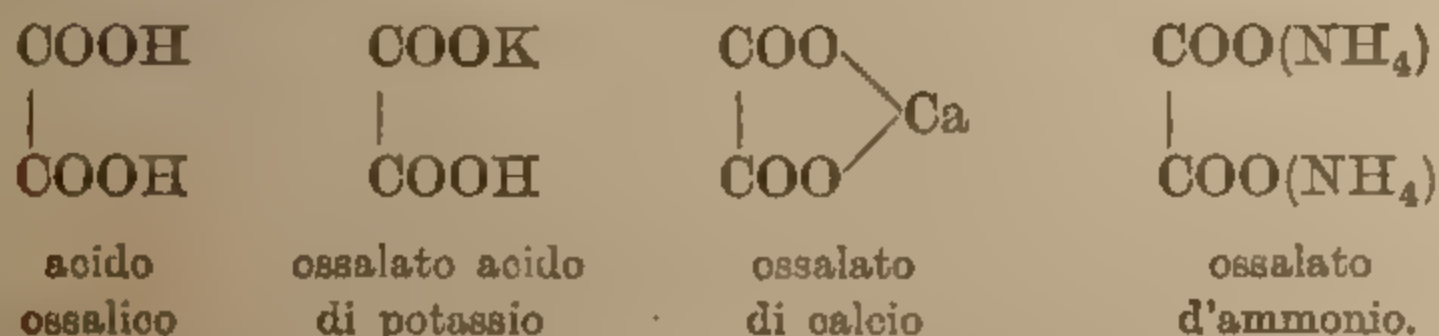
$$\underset{\text{alcool etilico}}{CH_3.CH_2OH} + O_2 \rightarrow H_2O + \underset{\text{acido acetico}}{CH_3.COOH}$$

Industrialmente l'acido acetico si ottiene nella distillazione secca del legno (perciò dicesi anche *acido pirolegnoso*), insieme ad alcool metilico, ad acetone, ecc.; oggi si ottiene pure in parte ossidando l'aldeide acetica ottenuta dall'acetilene.

Se completamente privo d'acqua dicesi *acido acetico glaciale* ed è un liquido incoloro, di odore d'aceto fortissimo, ha sapore acidissimo, è caustico, arrossa la pelle; solidifica a 17° cristallizzando; bolle a 118°. I suoi sali diconsi acetati, per es. $CH_3.COONa$ è acetato di sodio. L'acetato basico di piombo, come tutti i sali di piombo, è molto velenoso; si usa in farmacia col nome di acqua vegeto-mine-

rale per medicare le contusioni; l'acetato di alluminio si usa in tintoria come mordente; l'acido acetico puro serve per fare l'aceto artificiale e prodotti farmaceutici; quello non puro industriale serve per fabbricare colori, nella tintura della seta, nella fabbricazione del caucciù, ecc.

Acido ossalico COOH-COOH. — È un acido bibasico, la cui formola si ottiene per ossidazione del glicole $CH_2OH.CH_2OH$. Si trova sotto forma di ossalato acido di potassio (*sale di acetosella*), e ossalato di calcio in alcune piante, e sotto forma di ossalato d'ammonio nell'orina degli animali:

$\begin{array}{l} COOH \\ \vert \\ COOH \end{array}$	$\begin{array}{l} COOK \\ \vert \\ COOH \end{array}$	$\begin{array}{l} COO\diagdown \\ \vert \qquad\quad >Ca \\ COO\diagup \end{array}$	$\begin{array}{l} COO(NH_4) \\ \vert \\ COO(NH_4) \end{array}$
acido ossalico	ossalato acido di potassio	ossalato di calcio	ossalato d'ammonio.

È un solido bianco cristallino solubile in acqua: ha forte potere acido.

Essendo un acido bibasico può dare origine a sali neutri e sali acidi, come risulta dalle formole riportate sopra.

Ha applicazioni industriali e chimiche; sono importanti anche i suoi sali che sono tutti velenosi.

Acido lattico $CH_3.CHOH.COOH$. — Presenta parecchi isomeri strutturali ed ottici; quello ordinario si forma nella fermentazione lattica della gomma, del brodo, della carne, dei legumi e verdure cotte, del latte, o di altri liquidi zuccherini: la fermentazione può essere spontanea come si verifica specialmente d'estate quando fa caldo, producendo l'inacidimento delle suddette sostanze, ma si può provocare per aggiunta di formaggio guasto contenente il *Bacillus acidi lactici* che trasforma lo zucchero (lattosio, glucosio, ecc.) in acido lattico:

$$\underset{\text{zucchero}}{C_6H_{12}O_6} \rightarrow \underset{\text{ac. lattico}}{2\,C_3H_6O_3}$$

L'acido lattico puro è un solido incoloro, cristallino, non venefico, assorbe molto facilmente acqua, presentandosi per lo più in tal caso con aspetto liquido sciropposo. Forma dei sali detti lattati.

Acido tartarico $COOH\ (CHOH)_2\ COOH$. — È un acido bibasico con funzione alcoolica: si trova nei frutti acerbi, nel mosto d'uva, ecc.: forma delle incrostazioni nell'interno delle botti vecchie, sotto forma di *tartrato acido di potassio*, sale usato in farmacia col nome di *cremortartaro*.

Da questo sale si ottiene industrialmente l'acido tartarico che è un solido cristallino, incoloro, di sapore acido, solubile in acqua. Si usa in medicina, in tintoria, e in svariate industrie chimiche. Presenta isomeri ottici.

Acido citrico $C_6H_8O_7$. — È contenuto nel succo dei limoni e degli altri agrumi acerbi, dai quali viene estratto.

È un solido bianco cristallino, incoloro, inodoro, solubile in acqua, con sapore acidulo gradevole.

È usato in medicina e in liquoreria.

La *magnesia effervescente* in confetti granulosi, usata in farmacia, è un miscuglio compresso di acido citrico e carbonato di magnesio; essendo questi due composti solidi e secchi, anche in contatto non reagiscono, ma nell'acqua l'acido si scioglie e allora reagisce col carbonato, formando *citrato di magnesio* che resta sciolto, ed anidride carbonica che si sviluppa con effervescenza; si ottiene così una bevanda gradevole dal sapore acidulo pizzicante.

Acido butirrico $C_3H_7.COOH$. — Si trova nel sudore, nel burro, nel formaggio e in molti grassi animali combinato con la glicerina; si mette in libertà saponificando i grassi (vedi più oltre «grassi»), o spontaneamente quando essi irrancidiscono. È un liquido denso, di odore sgradevole, solubile in etere e in alcool; brucia con fiamma azzurrognola; i suoi sali detti butirrati possono cristallizzare.

Acido stearico $C_{17}H_{35}.COOH$. — È contenuto nel sego ed in altri grassi animali unito alla glicerina sotto forma di tristearina, dalla quale si può separare facendo passare una corrente di vapor acqueo sovrariscaldato, come vedremo meglio parlando degli eteri composti, dei grassi, delle candele. L'acido stearico è un solido bianco, leggero, insolubile in acqua, ed è il costituente principale delle candele steariche.

Acido oleico $C_{17}H_{33}.COOH$. — È uno degli acidi più diffusi in natura nei grassi vegetali ed animali unito alla glicerina sotto forma di etere composto od oleina, misto ad altri acidi solidi quali lo stearico, palmitico, margarico, ecc. Si estrae decomponendo il grasso con vapor acqueo. È un liquido oleoso quasi incoloro.

Acido benzoico $C_6H_5.COOH$. — È un acido della serie aromatica perchè contiene il radicale fenilico. È un prodotto di ossidazione dell'alcool benzilico:

C_6H_6	$C_6H_5.CH_3$	$C_6H_5.CH_2OH$	$C_6H_5.CHO$	$C_6H_5.COOH$
benzolo	toluolo	alcool benzilico	aldeide benzoica	acido benzoico

È un solido cristallino solubile in acqua ed alcool; ha potete antisettico; i suoi sali diconsi benzoati; in farmacia si usa il *benzoato di sodio* $C_6H_5.COONa$.

Acido salicilico $C_6H_4.OH.COOH$. — Si considera come proveniente dall'acido benzoico, per sostituzione di un atomo d'H del nucleo con un ossidrile.

È un solido in aghi bianchi, solubile in acqua calda, alcool, etere. Si usa in medicina e nell'industria come antisettico interno, e come antifermentativo. Pure usato è un suo sale conosciuto col nome di *salolo* della formola $C_6H_4.OH.COO.C_6H_5$ che quindi è *salicilato di fenile.*

CAPO VIII

GRUPPO DEGLI ETERI

Generalità.

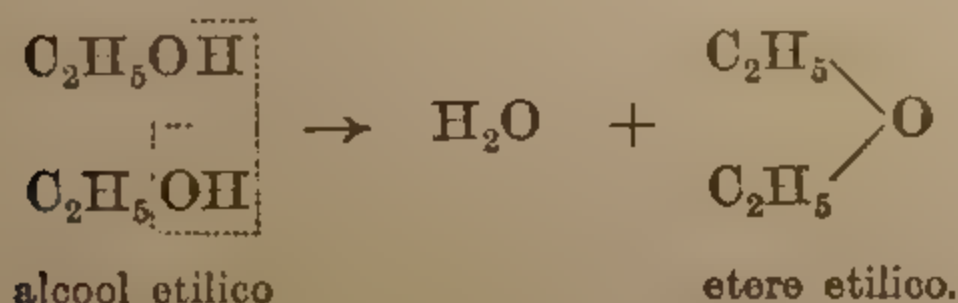
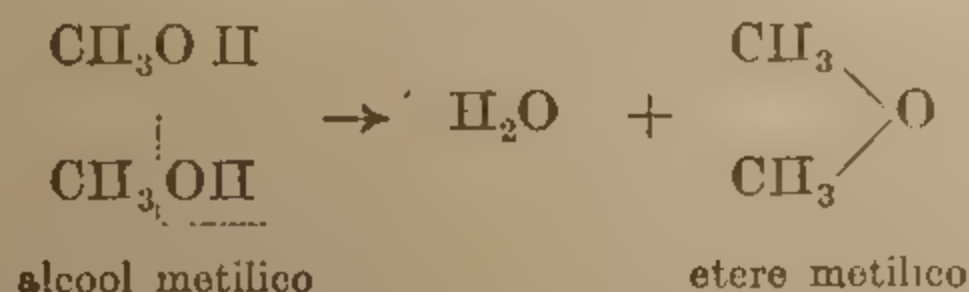
Si possono considerare come ossidi di radicali alchilici o di radicali acidi e radicali alchilici. Possiamo dividere gli eteri nei seguenti gruppi:

I. ***Eteri semplici.*** La loro formola risulta da due radicali alchilici eguali, uniti ad un atomo di ossigeno. Si ottengono per eliminazione di una molecola d'acqua da due molecole di alcool. Per esempio:

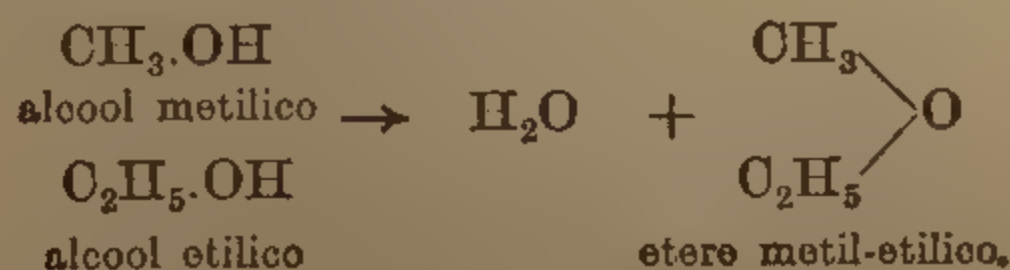
$$\begin{matrix} CH_3O\,H \\ CH_3\,OH \end{matrix} \rightarrow H_2O + \begin{matrix} CH_3 \\ CH_3 \end{matrix}\!\!>O$$

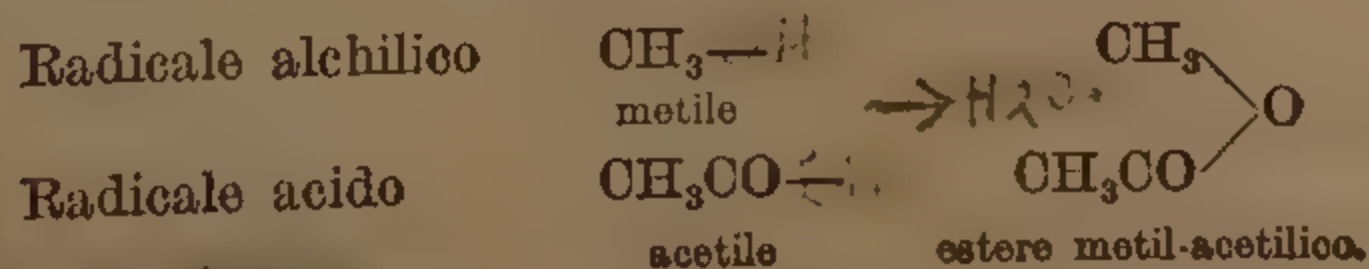
alcool metilico — etere metilico

$$\begin{matrix} C_2H_5O\,H \\ C_2H_5\,OH \end{matrix} \rightarrow H_2O + \begin{matrix} C_2H_5 \\ C_2H_5 \end{matrix}\!\!>O$$

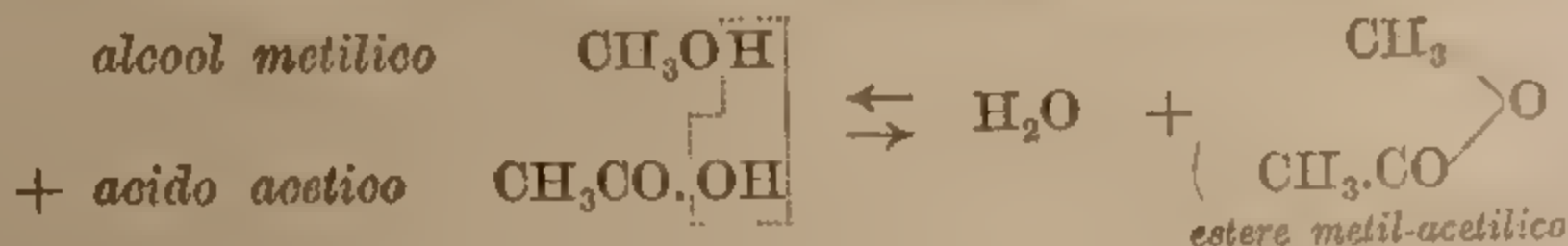
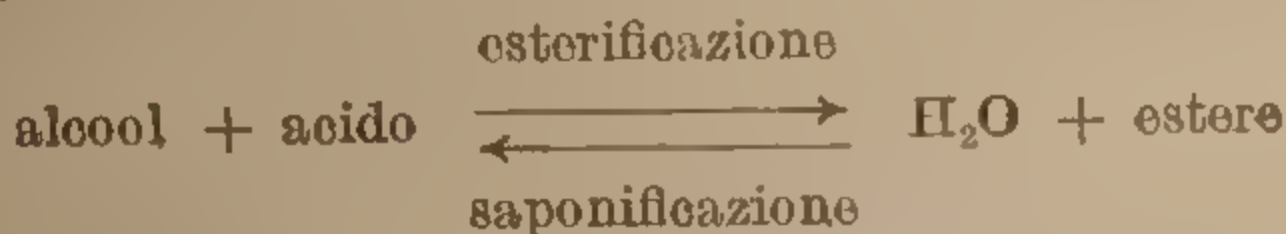
alcool etilico — etere etilico.

II. ***Eteri misti.*** Risultano da due radicali alchilici diversi uniti ad un atomo di ossigeno. Per es.:

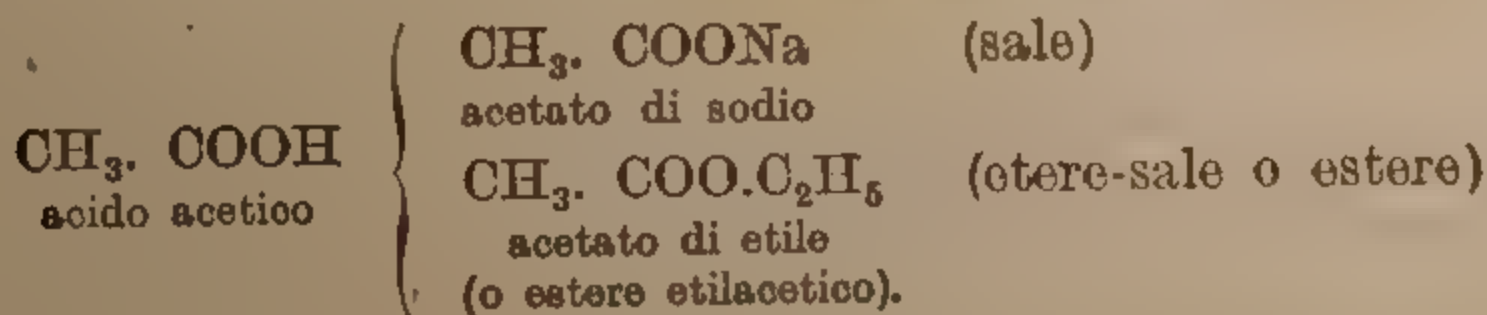
$$\begin{matrix} CH_3.OH \\ C_2H_5.OH \end{matrix} \rightarrow H_2O + \begin{matrix} CH_3 \\ C_2H_5 \end{matrix}\!\!>O$$

$CH_3.OH$ alcool metilico; $C_2H_5.OH$ alcool etilico — etere metil-etilico.

III. ***Eteri composti*** (o ***eteri sali***) od ***esteri.*** Risultano da un radicale alchilico ed un radicale acido uniti ad un atomo di ossigeno. Per es.:

Radicale alchilico	CH_3— metile	→	$\begin{matrix} CH_3 \\ CH_3CO \end{matrix}\!\!>O$
Radicale acido	CH_3CO— acetile		estere metil-acetilico.

Gli esteri si ottengono per eliminazione di una molecola d'acqua da una molecola di acido ed una di alcool; questa operazione dicesi *esterificazione*. Con molta facilità però avviene anche la reazione inversa, cioè l'estere assorbe acqua scindendosi di nuovo in alcool ed in acido: questa reazione dicesi *saponificazione*:

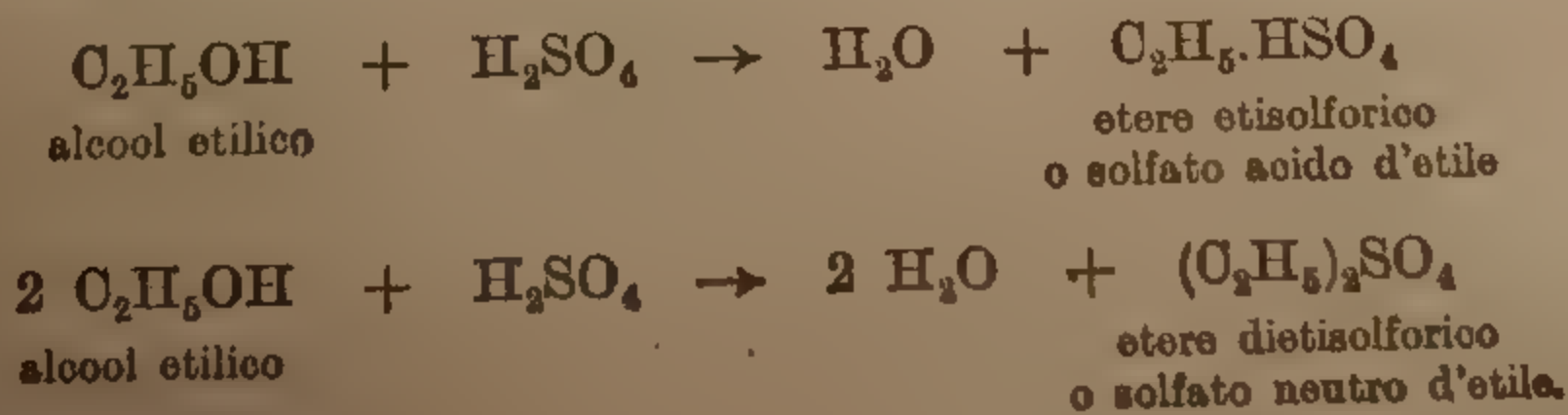
alcool metilico CH_3OH + *acido acetico* $CH_3CO.OH$ $\rightleftarrows$ H_2O + $\begin{matrix} CH_3 \\ CH_3.CO \end{matrix} > O$ *estere metil-acetilico*

e in generale:

$$\text{alcool} + \text{acido} \underset{\text{saponificazione}}{\overset{\text{esterificazione}}{\rightleftarrows}} H_2O + \text{estere}$$

Gli esteri hanno analogia coi sali ed è perciò che diconsi anche eteri-sali; infatti si possono considerare come derivati dagli acidi organici per sostituzione dell'idrogeno del carbossile con un radicale alchilico anzichè con un metallo. Quindi possono essere chiamati nello stesso modo come vengono chiamati i sali. Per es.:

$CH_3.COOH$ acido acetico:
- $CH_3.COONa$ (sale) acetato di sodio
- $CH_3.COO.C_2H_5$ (etere-sale o estere) acetato di etile (o estere etilacetico).

Da questo comportamento risulta pure che gli alcooli hanno analogia colle basi inorganiche, perchè il loro ossidrile viene sostituito dai radicali acidi; i composti però che ne risultano, cioè gli esteri, non hanno analogia coi sali inorganici, perchè sono liquidi volatili con odore penetrante gradevole, e trattati con una base inorganica ($NaOH$, KOH) si scompongono come abbiamo visto sopra mettendo in libertà l'alcool.

Si possono avere anche *eteri composti di acidi minerali*, pei quali vale pure quanto si disse per gli eteri composti degli acidi organici. Per es.:

$$\underset{\text{alcool etilico}}{C_2H_5OH} + H_2SO_4 \rightarrow H_2O + \underset{\text{etere etisolforico o solfato acido d'etile}}{C_2H_5.HSO_4}$$

$$\underset{\text{alcool etilico}}{2\ C_2H_5OH} + H_2SO_4 \rightarrow 2\ H_2O + \underset{\text{etere dietisolforico o solfato neutro d'etile.}}{(C_2H_5)_2SO_4}$$

Principali eteri.

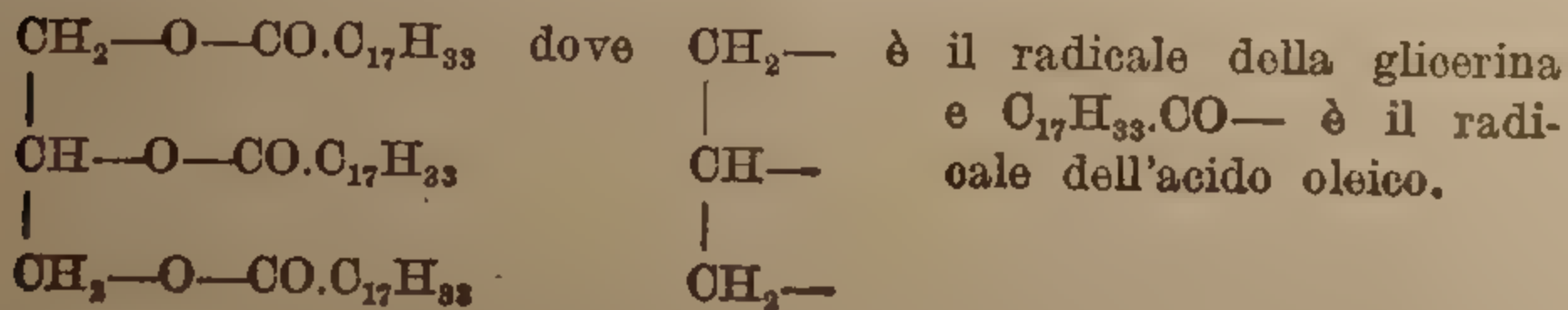
Etere etilico $(C_2H_5)_2O$. — Si prepara scaldando alcool etilico con acido solforico concentrato che serve a disidratare; per tal motivo chiamasi anche *etere solforico*. È un liquido incoloro, di odore grato, leggero, molto volatile, bolle a 35°, brucia con fiamma luminosa. È ottimo solvente dei grassi e delle resine. Viene usato come anestetico in medicina, e come solvente in molte industrie chimiche.

Grassi. — I grassi sono eteri composti speciali, detti *gliceridi*, perchè tutti risultano dall'unione del radicale trivalente della glicerina C_3H_5, unito pel tramite dell'ossigeno a tre radicali di acidi grassi superiori: quindi ai grassi si può attribuire la seguente formola generale:

$$C_3H_5(O.\ Rad.\ acid.)_3$$

Così la *oleina* (o trioleina) che è il grasso più comune contenuto negli oli vegetali risulta formato dal radicale trivalente della glicerina unito pel tramite dell'ossigeno a tre radicali dell'acido oleico; la formola di struttura è:

$$\begin{array}{l} CH_2—O—CO.C_{17}H_{33} \\ | \\ CH—O—CO.C_{17}H_{33} \\ | \\ CH_2—O—CO.C_{17}H_{33} \end{array} \quad \text{dove} \quad \begin{array}{l} CH_2— \\ | \\ CH— \\ | \\ CH_2— \end{array}$$

è il radicale della glicerina e $C_{17}H_{33}.CO—$ è il radicale dell'acido oleico.

Gli acidi più importanti che prendono parte ai grassi sono il palmitico, lo stearico, l'oleico, il margarico, il butirrico. Il grasso prende il nome dall'acido che lo costituisce, con terminazione in *ina*, così i grassi più noti si chiamano rispettivamente: ***palmitina***, ***stearina***, ***oleina***, ***margarina***, ***butirrina***.

I grassi naturali come gli oli vegetali, il sego, lo strutto, il lardo, il burro, ecc. in genere sono miscele di svariati gliceridi: in genere nei grassi vegetali liquidi, predomina la oleina, nel burro si trova la butirrina, nei grassi animali predominano la stearina e la margarina.

I grassi sono tutti più leggeri dell'acqua, nella quale sono insolubili; si sciolgono invece in alcool, benzina, etere; sono untuosi, combustibili. Si possono dividere in:

I. *Grassi solidi*, generalmente animali: come strutto, lardo, burro, grasso di maiale, ecc.

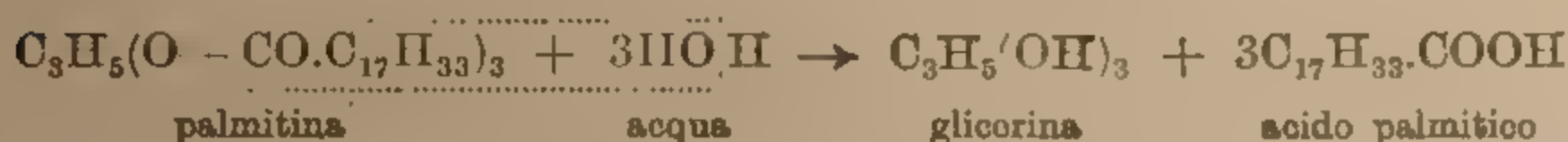
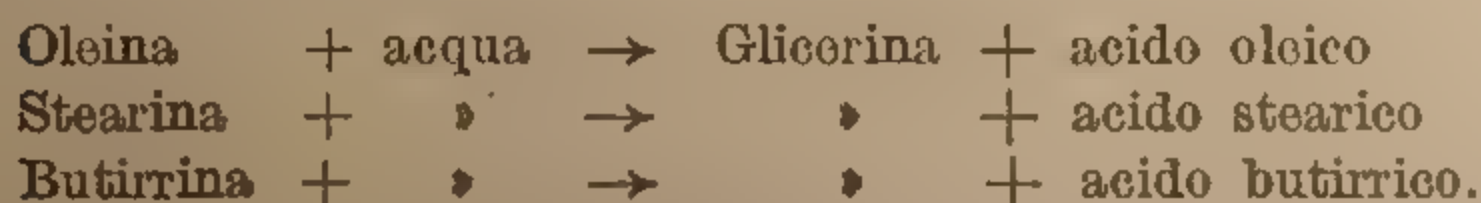
II. *Grassi liquidi*, detti *oli*, che a loro volta si dividono in:

animali, es.: olio di balena, di fegato di merluzzo;
vegetali, es.: olio di olivo, di sesamo, di colza, di arachidi, ecc.;
essiccativi, es.: olio di lino;
non essiccativi, es.: olio di olivo.

Saponificazione dei grassi, saponi, candele. — Sottoponendo i grassi ad una corrente di vapore acqueo, sovrariscaldato, essi si scompongono in glicerina e nell'acido grasso che era combinato con la glicerina. Esempi:

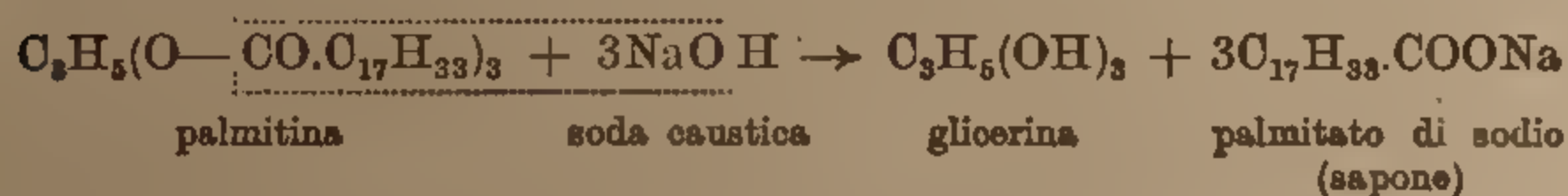
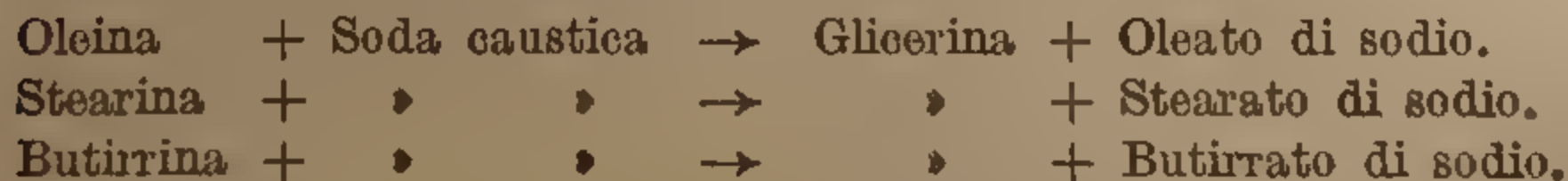
$$\underset{\text{palmitina}}{C_3H_5(O - CO.C_{17}H_{33})_3} + \underset{\text{acqua}}{3HO.H} \rightarrow \underset{\text{glicerina}}{C_3H_5(OH)_3} + \underset{\text{acido palmitico}}{3C_{17}H_{33}.COOH}$$

analogamente:

Oleina	+	acqua	→	Glicerina	+	acido oleico
Stearina	+	»	→	»	+	acido stearico
Butirrina	+	»	→	»	+	acido butirrico.

Se invece i grassi sono trattati con idrossidi alcalini (KOH, NaOH), si scompongono mettendo in libertà la glicerina e formando i sali alcalini del rispettivo acido grasso. Esempi:

$$\underset{\text{palmitina}}{C_3H_5(O-CO.C_{17}H_{33})_3} + \underset{\text{soda caustica}}{3NaO\,H} \rightarrow \underset{\text{glicerina}}{C_3H_5(OH)_3} + \underset{\text{palmitato di sodio (sapone)}}{3C_{17}H_{33}.COONa}$$

analogamente:

Oleina	+	Soda	caustica	→	Glicerina	+	Oleato di sodio.
Stearina	+	»	»	→	»	+	Stearato di sodio.
Butirrina	+	»	»	→	»	+	Butirrato di sodio.

Dicesi *saponificazione* «la scomposizione di un grasso in glicerina e nel suo acido o nel rispettivo sale alcalino».

Diconsi *saponi* «i sali alcalini (di Na o di K) degli acidi costituenti dei grassi» quindi, il palmitato di sodio, l'oleato di sodio ecc. sono «saponi».

La saponificazione ha pure importanza biologica per la digestione dei grassi, sia negli animali come nelle piante; nel regno organico può essere provocata da speciali fermenti o enzimi.

I saponi industrialmente si preparano nel modo detto sopra, quindi si separano dalla glicerina e si impastano con sostanze svariate per dare il colore, il profumo e talora con disinfettanti. I saponi di sodio sono solidi e sono quelli comunemente usati; i saponi potassici sono liquidi e si usano in agricoltura.

Le *candele stearìche* sono fatte con un miscuglio di stearina e paraffina. Vi sono però candele, specialmente i lumini, fatte completamente di paraffina; queste si consumano più in fretta perchè sono più fusibili, bruciano con fiamma più luminosa e più fuligginosa; si riconoscono perchè sono più molli e translucide.

Palmitina. È il gliceride costituente fondamentale dell'*olio di palma*, e va in commercio con questo nome. È un grasso di consistenza butirrosa di color giallastro con odore gradevole di ireos. Si estrae dalla polpa dei frutti di una palma (*Elaeis guineensis*) dell'Africa occidentale, ed importato in Europa in forti quantitativi. È uno dei grassi più usati per la fabbricazione dei saponi e delle candele: serve anche come combustibile per motori avendo forte rendimento termico.

Stearina. È il gliceride costituente fondamentale dei grassi animali (grasso d'ossa, sego, strutto, ecc.) mescolato con un altro grasso detto *margarina:* è anche contenuto in grassi vegetali. Risulta formato da glicerina e acido stearico. Per saponificazione in corrente di vapor acqueo sovrariscaldato, si mette in libertà l'acido stearico. Un miscuglio di acido stearico e palmitico in commercio viene chiamato impropriamente « stearina » e costituisce la materia prima che serve per fabbricare le *candele stearìche.*

Oleina. È un grasso liquido scorrevole contenuto nell'olio d'oliva ed in altri olii di semi, mescolato con altri grassi in parte anche solidi che rendono l'olio più o meno denso.

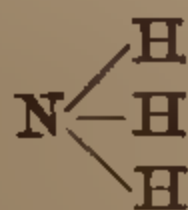
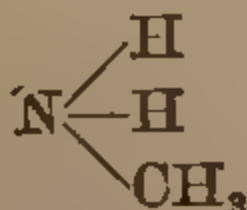
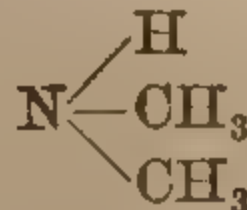
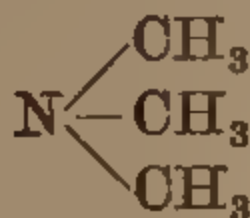
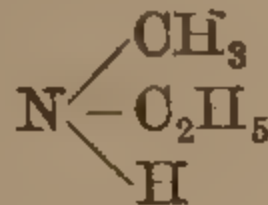
Colina. Parlando dei grassi si può fare un cenno della *colina*, per quanto non sia un grasso, ma una sostanza azotata complessa; si trova nella bile e in altri organi e tessuti, combinata con acidi grassi nella *lecitina* che abbonda nel tuorlo d'uovo, nella sostanza cerebrale, ecc. La colina ossidandosi dà un aminoacido.

CAPO IX

GRUPPO DEI COMPOSTI CON FUNZIONI AZOTATE

Diconsi quei composti organici che risultano per sostituzione di uno o più atomi di idrogeno dell'ammoniaca con radicali o gruppi organici. I più importanti sono le ammine, le ammidi, gli ammino-acidi.

AMMÌNE (o AMÌNE).

Le ammine sono composti risultanti dall'ammoniaca per sostituzione dell'idrogeno con radicali alchilici o aromatici. Secondo se sono sostituiti uno, due, tre atomi d'idrogeno si hanno *ammine primarie, secondarie, terziarie;* i radicali alchilici possono essere eguali o diversi, dando origine ad ammine semplici ed ammine miste. Per es.:

ammoniaca — metilammina (ammina primaria) — dimetilammina (ammina secondaria) — trimetilammina (ammina terziaria) — metiletilammina (ammina mista).

Sono sostanze fortemente basiche, gassose o liquide, volatili, di odore per lo più sgradevole, o simile a quello dell'ammoniaca e vengono chiamate *basi organiche.* Come l'ammoniaca e come le basi possono reagire con acidi formando sali simili ai sali di ammonio detti *ammoni.*

Metilammina NH_2CH_3. — Si trova, in genere mescolata con la di- e trimetilammina nella salamoia di aringhe, nel catrame di carbon

fossile, nei prodotti di distillazione del legno, nelle melasse delle barbabietole. È un gas incoloro con odore di pesce guasto e d'ammoniaca; è infiammabile e solubile in acqua.

Anilina $C_6H_5.NH_2$. — Si chiama anche *fenil-ammina* ed è una *ammina aromatica primaria*, perchè si può considerare come derivata dall'ammoniaca in cui un atomo d'idrogeno è stato sostituito dal radicale *fenile* C_6H_5— del fenolo.

È un liquido incoloro, oleoso, di odore acre nauseante, solubile in alcool, etere ed oli; alla luce si altera diventando bruna; bolle a 183°.

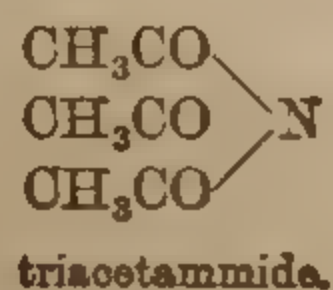
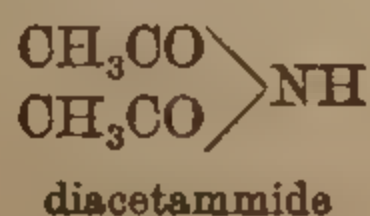
Dà luogo ad una numerosissima serie di prodotti di sostituzione dell'idrogeno, con altri elementi o gruppi, formando l'importante serie dei *colori di anilina*. Il più comune è il violetto, che si ottiene per azione di bicromato potassico e acido solforico.

AMMÌDI

Le ammìdi risultano pure dall'ammoniaca, sostituendo 1, 2, 3, atomi di idrogeno con altrettanti radicali acidi: quindi potremo avere anche qui ammìdi *primarie*, *secondarie* e *terziarie*. Per esempio l'acido acetico con ammoniaca può dare le seguenti tre ammidi:

$CH_3CO.NH_2$
acetammide

$\left.\begin{matrix}CH_3CO\\CH_3CO\end{matrix}\right\rangle NH$
diacetammide

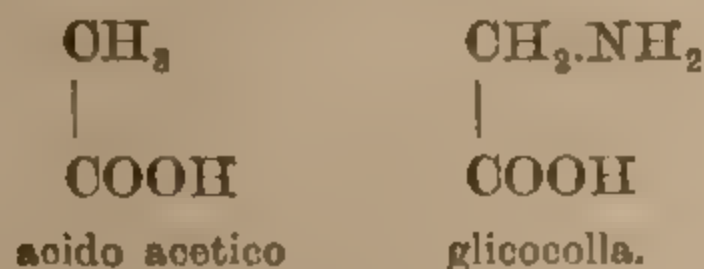
$\left.\begin{matrix}CH_3CO\\CH_3CO\\CH_3CO\end{matrix}\right\rangle N$
triacetammide.

Tutte le ammìdi, eccetto il primo termine, la *formamide* ($H.CO.NH_2$) che è liquida, sono solide, cristalline, inodore; hanno debole carattere basico; infatti cogli acidi dànno dei sali che sono però instabili potendosi già scomporre per la semplice azione dell'acqua.

AMMINOACIDI

Gli amminoacidi risultano da acidi organici sostituendo atomi di idrogeno, dei gruppi della catena, quindi non del carbossile, col residuo —NH_2 dell'ammoniaca, detto amminogruppo.

Gli amminoacidi hanno importanza biologica perchè rappresentano l'ultima fase della digestione dei cibi proteici i quali si trasformano prima in peptoni e poi in amminoacidi che entrano in circolazione.

Glicocolla. — La sua formola si ottiene sostituendo un atomo di idrogeno del gruppo CH_3 dell'acido acetico, col residuo NH_2 dell'ammoniaca, perciò la glicocolla si chiama pure *acido aminoacetico.*

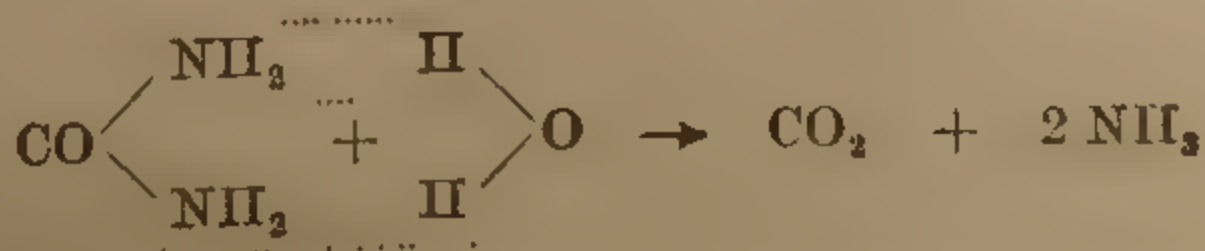
acido acetico glicocolla.

Fu ottenuta la prima volta bollendo la colla con degli acidi (di qui il nome): è importante pel regno organico perchè è contenuta nel corpo degli animali e delle piante; è il prodotto più semplice che entra in circolazione, proveniente dagli alimenti albuminoidi (proteici o azotati); entrata nell'organismo si ritrasforma in sostanze azotate: è quindi contenuta nel sangue. È un solido cristallino solubile in acqua.

DIAMMIDI

Le diammidi risultano saturando un radicale acido bivalente con due residui $—NH_2$ dell'ammoniaca.

Urea (o carbonildiamide o carbamide) è formata da due gruppi $—NH_2$ uniti al radicale bivalente dell'acido carbonico detto carbonile, quindi ha la formola: $CO(NH_2)_2$

L'urea si trova in molti composti organici e specialmente nell'orina nelle proporzioni del 3%; essa è un prodotto di eliminazione del nostro organismo e rappresenta l'ultimo prodotto di scissione delle sostanze azotate introdotte coi cibi nell'organismo. Pura è un solido in cristalli sottili, lunghi, striati, solubili in acqua ed in alcool, fusibili a 132°; ha reazione neutra. Scaldata in presenza di acqua a 100°, o spontaneamente a temperatura ordinaria per azione di un microrganismo (*micrococcus ureae*) si decompone in ammoniaca e anidride carbonica:

$$CO\begin{cases} NH_2 \\ NH_2 \end{cases} + \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}\Big\rangle O \rightarrow CO_2 + 2\,NH_3$$

Questa reazione spiega l'odore di ammoniaca che si sente nelle stalle mal tenute ed ha grande importanza in natura perchè con essa si inizia nel terreno agrario il processo di nitrificazione delle sostanze organiche azotate che fornisce i nitrati necessari alla vita delle piante.

CAPO X

GRUPPO DEGLI IDRATI DI CARBONIO

Per idrati di carbonio si intende un gruppo di importanti composti ternari caratterizzati per avere gli atomi di idrogeno e di ossigeno negli stessi rapporti con cui si trovano nell'acqua, cioè 2:1.

Sono composti a funzione mista; alcuni (detti *aldosi*) contengono gruppi aldeidici —CHO insieme a gruppi alcoolici, altri (detti *chetosi*) contengono invece gruppi chetonici CO insieme sempre a gruppi alcoolici.

Si chiamano anche *saccaridi* e si dividono in tre gruppi: *monosaccaridi*, *disaccaridi* e *polisaccaridi;* i primi due gruppi costituiscono gli *zuccheri* in senso stretto.

MONOSACCARIDI

Hanno la formola generale $C_nH_{2n}O_n$: si dividono in *triosi* $C_3H_6O_3$, *tetrosi* $C_4H_8O_4$, *pentosi* $C_5H_{10}O_5$, *esosi* $C_6H_{12}O_6$, *eptosi* $C_7H_{14}O_7$: il gruppo più importante è quello degli *esosi*, ai quali appartiene il *glucosio* ed il *fruttosio* che sono due isomeri perchè hanno la stessa formola greggia $C_6H_{12}O_6$; la loro formola di struttura deriva da quella della mannite per ossidazione di un gruppo alcoolico primario nel qual caso si ottiene il glucosio che ha funzione aldeidica (quindi è un aldoso) o per ossidazione di un gruppo alcoolico secondario nel qual caso si ottiene il fruttosio che ha funzione chetonica (quindi è un chetoso).

esano — mannite (alcool esavalente) — glucosio — fruttosio

I monosaccaridi sono sostanze zuccherine solubili in acqua molto diffuse negli animali e nelle piante. Hanno la facoltà di ridurre i sali d'argento e di rame (a caldo in soluzione ammoniacale) e possono subire la fermentazione alcoolica dando alcool etilico e anidride carbonica.

Glucosio o zucchero d'uva (o destrosio) $C_6H_{12}O_6$. — Si trova nei fiori, nel miele, nelle frutta, nell'uva, nel vino, ecc.; ed in piccole quantità nell'organismo degli animali. Si potrebbe separare dal succo d'uva, ma industrialmente si ottiene dall'amido o dalla fecola dei cereali scaldando con acido solforico al 5%; avvenuta la trasformazione si precipita l'acido con calce, si filtra e si concentra la soluzione. È un solido bianco, cristallizzato, dolce, solubile in acqua ed alcool, è destrogiro (cioè devia a destra il piano della luce polarizzata, donde il nome). Si può considerare come l'aldeide dell'alcool mannilico (o mannite); infatti riducendolo con idrogeno può dare mannite.

Il glucosio è lo zucchero che nel nostro organismo si forma in seguito alla digestione degli amidi e che entra direttamente in circolazione. Pel suo rapido assorbimento viene anche venduto col nome di zucchero per gli sportivi.

Fruttosio o zucchero di frutta (o levulosio) $C_6H_{12}O_6$. — È un isomero del glucosio dal quale si differenzia perchè contiene un gruppo chetonico anzichè uno aldeidico, inoltre rispetto alla luce polarizzata è levogiro. Si trova in natura intimamente mescolato al glucosio dal quale è difficile la separazione. È un liquido sciropposo dolce.

Sia il glucosio che il fruttosio si usano per fare dolciumi, sciroppi, per fare il miele artificiale, per ottenere l'alcool, perchè entrambi in soluzione diluita subiscono la fermentazione alcoolica,

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\,C_2H_5.OH + 2\,CO_2$$

DISACCARIDI

Hanno la formola generale $C_{12}H_{22}O_{11}$, e si considerano come formati dall'unione di due molecole di monosaccaride meno una molecola d'acqua; infatti trattando un disaccaride con acidi diluiti, o sottoponendolo all'azione di speciali fermenti od enzimi (es. invertasi) si riesce ad ottenere dei monosaccaridi.

$$\underset{\text{disaccaride}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \rightarrow \underset{\text{monosaccaride.}}{2\,C_6H_{12}O_6}$$

I disaccaridi più importanti sono tre, *saccarosio, lattosio e maltosio* isòmeri fra loro: sono zuccheri diffusi nel regno animale e vegetale. A differenza dei monosaccaridi non riducono i sali d'argento e di rame, e non subiscono la fermentazione alcoolica: nel nostro organismo per poter venire assorbiti si debbono trasformare in monosaccaridi secondo la reazione scritta sopra.

Saccarosio o zucchero comune. — Si considera come proveniente da una molecola di glucosio ed una di fruttosio, con eliminazione di una molecola d'acqua.

Come è noto si estrae dalla canna da zucchero e dalle barbabietole. Le barbabietole triturate si fanno macerare in acqua a 80°, il succo ottenuto per compressione si tratta con calce che precipita e separa le sostanze eterogenee (acidi, albuminoidi, ecc.) mentre lo zucchero resta in soluzione; questa si concentra, si schiarisce filtrandola attraverso a carbone animale, quindi si concentra ancora finchè lo zucchero si separa in polvere cristallina. I residui, polpe e melassa, servono per ingrasso del bestiame, o si utilizzano per ricavarne dell'alcool industriale. In Italia la cultura della barbabietola è assai estesa, e la produzione di zucchero (da 3 a 4 milioni di quintali) è più che sufficente pel nostro consumo.

Il saccarosio è un solido cristallizzato, incoloro, inodoro, con forte sapore dolce (assai di più del glucosio), solubile in acqua, poco in alcool: scaldato fonde a 160° dando una massa vetrosa; a temperatura superiore diventa bruno e dicesi *caramello*. Non subisce fermentazione alcoolica, ma per azione di acidi diluiti o di enzimi (*saccarasi* o *invertasi*) si scompone in una molecola di glucosio e una di fruttosio, che possono dare la fermentazione alcoolica. L'acido solforico concentrato lo carbonizza.

Lattosio o zucchero di latte. — È un isomero del saccarosio, e risulta formato da glucosio e galattosio, nei quali due monosac-

---

Saccarina. — La saccarina non ha nulla a che fare collo zucchero e cogli idrati di carbonio. Essa è una *immide ortosolfobenzoica* $C_6H_4\left\langle {SO_2 \atop CO} \right\rangle NH$, quindi è un derivato del catrame ossia del benzolo e contiene gruppi derivati dall'ammoniaca e dall'acido solforico. Non ha alcun valore nutriente, anzi è un veleno. Avendo però un potere dolcificante circa 300 volte superiore a quello del saccarosio può essere usata in minime dosi per dolcificare al posto del comune zucchero, per esempio pei diabetici che non possono fare uso di zucchero.

caridi si può scindere con aggiunta di una molecola d'acqua, per azione di acidi diluiti o di un enzima detto *lattasi*.

Il lattosio si trova nel latte dal quale si può ottenere concentrando il siero che resta dopo aver separato il burro e la caseina. È solido cristallizzato, poco dolce. Per azione di speciali fermenti (*fermenti lattici*) si trasforma in acido lattico; a ciò si deve l'inacidimento del latte. In piccole quantità il lattosio si trova anche nei tessuti animali.

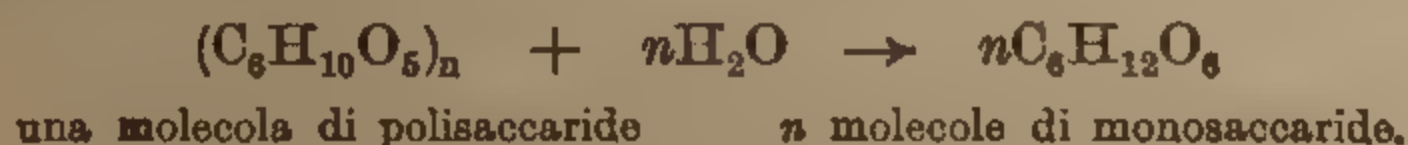
Maltosio o zucchero di malto. — È uno zucchero che si trova diffuso nelle piante, specialmente nei semi quando germinano e si forma dall'amido per azione della *amilasi*; si forma pure nel nostro corpo nella digestione dei cibi amidacei per azione della *ptialina* che trovasi nella saliva.

È un solido bianco cristallino poco dolce. Per azione di acidi diluiti o di un enzima detto *maltasi* si scompone in due molecole di glucosio.

POLISACCARIDI

Hanno la formola generale $(C_6H_{10}O_5)_n$, dove n è un numero assai elevato e che cambia secondo le sostanze: si considerano come risultanti per eliminazione di n molecole d'acqua ad n molecole di monosaccaridi. In pratica non si possono ottenere in questo modo, dànno però la reazione inversa, cioè per aggiunta di acqua e azione di fermenti (enzimi, diastasi) o di acidi diluiti dànno origine a monosaccaridi.

$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$$

una molecola di polisaccaride — n molecole di monosaccaride.

In genere i polisaccaridi sono insolubili in acqua, sono amorfi colloidali, non hanno sapore dolce. Sono sostanze diffusissime nel regno vegetale e di grande importanza anche per l'uomo.

Amido. — È una delle sostanze più importanti e più diffuse nel regno vegetale: nelle piante si forma dentro le foglie per combinazione dell'anidride carbonica (entrata nei tessuti insieme all'aria) con l'acqua proveniente dal terreno: la combinazione avviene con sviluppo di ossigeno che viene emesso dalle foglie, e richiede luce, calore e la presenza della clorofilla.

$$6\,CO_2 + 5\,H_2O \rightarrow C_6H_{10}O_5 + 6\,O_2$$

In generale però si ammette (ipotesi di Bayer) che in un primo tempo si formi aldeide formica CH_2O:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow CH_2O + O_2$$

la quale si polimerizza subito per riunione di sei molecole per darne una di glucosio:

$$6\,CH_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6$$

il quale perdendo una molecola d'acqua dà origine ad amido:

$$n\,C_6H_{12}O_6 \rightarrow (C_6H_{10}O_5)_n + n\,H_2O.$$

L'amido formatosi si accumula nei semi, nei tuberi, nei rizomi, misto al glutine (sostanza azotata), per conseguenza le farine e le fecole ne sono molto ricche; così la farina di riso e la fecola di patate

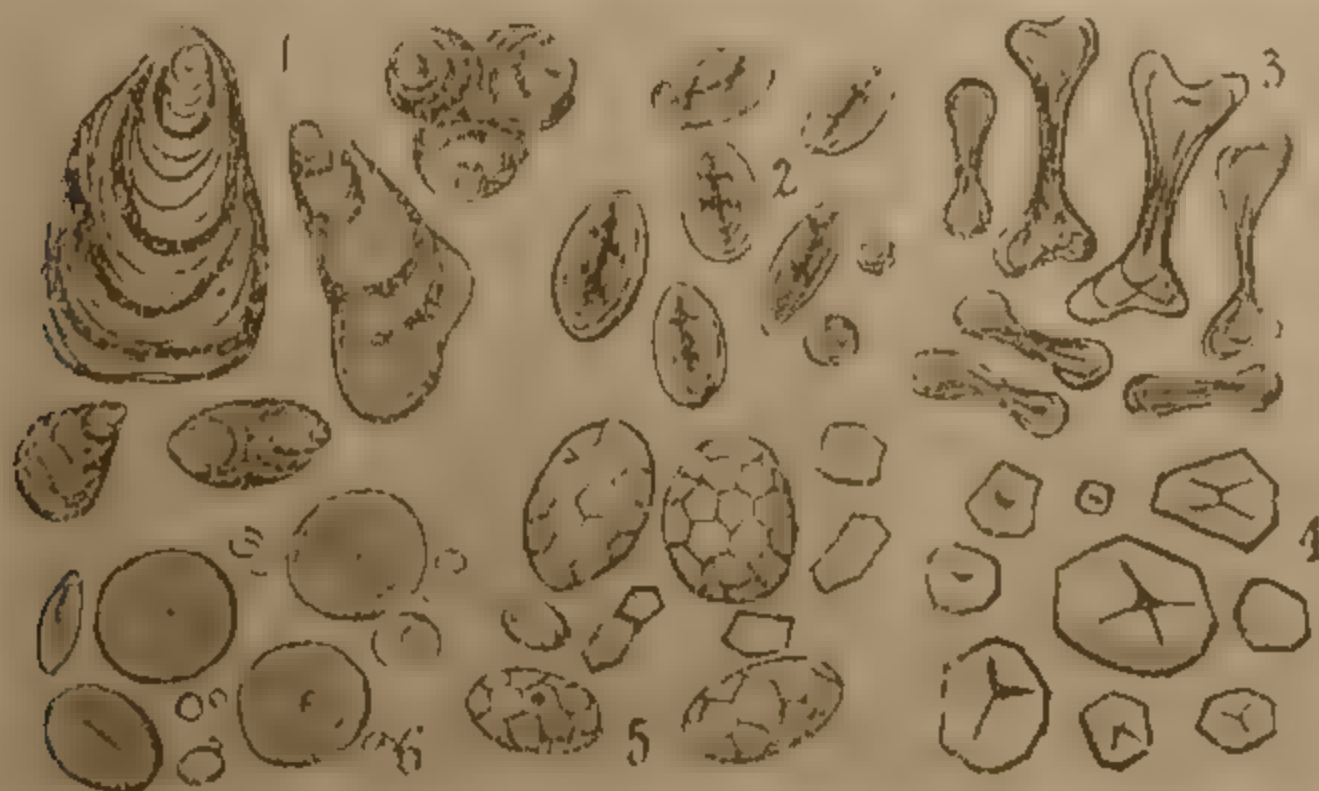



Fig. 167. - Granuli d'amido
(1 patata; 2 fagiolo; 3 euforbia; 4 granoturco; 5 avena; 6 frumento).

ne contengono circa il 90%, quella di frumento e di granoturco circa il 70%, ecc. L'amido si estrae da queste farine e fecole contenute entro una tela rada, facendovi passare attraverso una lenta corrente d'acqua, e agitando contemporaneamente; i granelli d'amido vengono asportati, e nella tela resta una sostanza glutinante vischiosa che è il glutine; l'acqua passata torbida, per riposo lascia depositare al fondo la polvere d'amido, che si raccoglie e si secca. L'amido di patate dicesi *fecola*.

La polvere d'amido esaminata al microscopio si presenta formata da granelli di forma e dimensioni che variano da un vege-

tale ad un altro: i granelli hanno struttura concentrica con strati alternativamente più opachi e più brillanti, attorno ad un punto che in genere è un po' spostato rispetto al centro (fig. 167). È quasi insolubile in acqua; in acqua bollente gonfia e dà una massa gelatinosa detta *salda d'amido* che con tintura di iodio anche diluitissima si colora in azzurro. Riscaldato a circa 200° si trasforma in *destrina* che, a differenza dell'amido è solubile in acqua dando una soluzione gommosa. Abbiamo già visto che per azione della *ptialina* (negli animali) o della *amilasi* (nelle piante) si trasforma in maltosio il quale a sua volta per azione della *maltasi* si trasforma in glucosio, e siccome questo può subire la fermentazione alcoolica, così indirettamente dall'amido si può ottenere alcool. L'amido oltre rappresentare una riserva nutriente importantissima per le piante, è una sostanza nutriente per l'uomo. Viene inoltre usato per dare consistenza (appretto) ai tessuti, alla carta, per preparare la salda e la destrina, il glucosio, l'alcool.

Cellulosa. — La cellulosa è il costituente della membrana delle cellule dei vegetali; si trova accumulata specialmente nelle fibre del cotone, lino, canapa e del legno. Il cotone di farmacia è cellulosa quasi pura. La cellulosa pura è solida, amorfa, bianca, solubile in una soluzione ammoniacale di ossido ramoso.

La cellulosa dà luogo ad una serie di prodotti importanti dei quali accenneremo i principali:

1. *Carta.* La carta può essere fabbricata con stracci o cascami di cotone, canapa, lino e con cartacce vecchie; con stracci di cotone si ottengono le carte più fini. La maggior parte della carta si prepara con paglia di riso e specialmente con legno di pioppi ed abeti. Estesissimi piantamenti di pioppi furono appunto fatti in questi ultimi anni in Italia per raggiungere l'autarchia in questa materia prima che in gran parte importavamo. I tronchi, con speciali macchine vengono sbriciolati e sfibrati, quindi si tratta il materiale con bisolfito di calcio in autoclave per sciogliere ed eliminare la parte dura incrostante (lignina); alla pasta di cellulosa così ottenuta si aggiungono *sostanze collanti* cioè sapone di resina (colofonia sciolta in soda caustica) allume e caseina per dare alla carta l'impermeabilità; quindi si procede alla carica per dare la consistenza, la lucidità ecc. mediante caolino, talco, barite, gesso, carbonato di calcio (secondo i tipi di carta) e se occorre sostanze coloranti; in fine la pasta si fa passare in telai di rame dove sgocciola l'acqua e si forma un foglio

continuo che passando in successivi cilindri viene spremuto, essiccato, compresso e lucidato.

2. ***Rayon*** (***Seta artificiale***). Col nome di rayon si chiama una fibra tessile ottenuta artificialmente che pel suo aspetto imita molto bene la seta, donde il nome di seta artificiale. Si prepara in maggior parte col *processo della viscosa.* Si parte dalla cellulosa ottenuta dal legno come spiegato sopra per la carta: detta cellulosa si tratta con soda caustica in modo che si forma l'alcali cellulosa o *sodiocellulosa;* questa in speciali recipienti si fa combinare con solfuro di carbonio CS_2; si forma in tal caso un composto solido detto *xantogenato di cellulosa* il quale si scioglie in una soluzione di soda caustica dando un liquido denso giallo detto *viscosa.* La viscosa viene passata sotto pressione in macchine di filatura dalle quali esce sotto forma di fili sottilissimi (bave) che vengono solidificati in un bagno di acido solforico e bisolfato potassico. Si ottengono in tal modo dei fili lucenti resistenti flessibili che possono essere tessuti. L'Italia e gli Stati Uniti sono le due nazioni più produttrici del mondo: l'Italia ne produce circa 60 milioni di chilogrammi.

3. ***Carta pergamena*** (o cartapecora o pergamena artificiale). Si ottiene trattando per breve tempo la cellulosa o la carta con acido solforico diluito, e poi lavando subito abbondantemente con acqua. Se l'azione dell'acido si prolunga la cellulosa si gonfia e si ottiene una specie di colla.

4. ***Fibra vulcanizzata.*** Si ottiene indurendo la pasta di legno con soluzione concentrata di cloruro di zinco. È molto usata per fare borse, valige ed altri oggetti.

5. ***Celluloide.*** Trattando il collodio (formato da nitrocellulosa) con canfora si ottiene la celluloide, solido d'aspetto corneo, elastico, che può subire le più belle coloriture in pasta, e serve a fare pellicole fotografiche e svariatissimi oggetti, ad imitazione di avorio, tartaruga, corno, ecc. È però infiammabilissima.

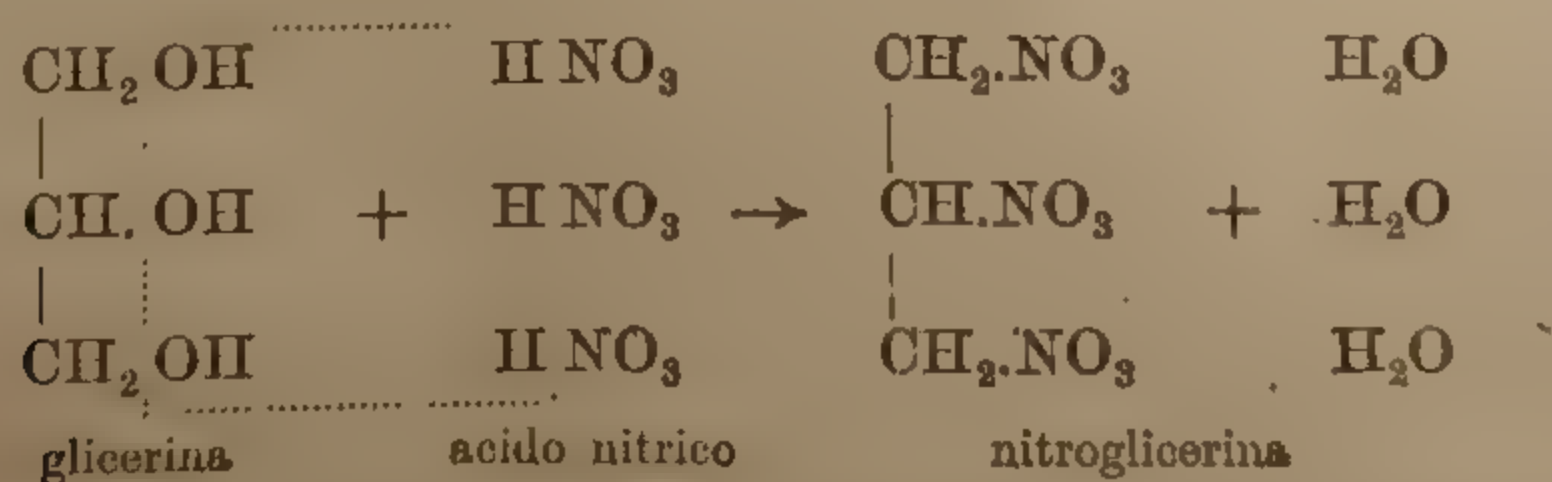
CAPO XI

NITRODERIVATI - ESPLOSIVI

Si chiamano nitroderivati dei composti provenienti tanto dalla serie grassa come dalla serie aromatica per sostituzione di atomi di idrogeno con radicali dell'acido nitrico NO_2. La maggior parte di questi composti sono esplosivi essendo instabili e decomponendosi istantaneamente per accensione o per semplice urto e producendo una grande quantità di gas e vapori insieme a forte sviluppo di calore. Gli esplosivi sono quindi potenti magazzeni di energia allo stato latente. Non tutti i nitroderivati hanno però facoltà esplosive, come d'altra parte vi sono molti esplosivi che non sono dei nitroderivati. Fra i primi ricordiamo per esempio il *nitrobenzolo* $C_6H_5.NO_2$ che è detto essenza di mirbano ed è un liquido oleoso con acuto odore di mandorle, usato per dare l'odore ai saponi, lucidi da scarpe, oli da pavimenti, per fabbricare l'anilina ecc. Un esplosivo è quindi qualsiasi composto o miscuglio capace di sviluppare istantaneamente una grande massa di gas e vapori: l'esplosione può essere lenta o rapida (*esplosivi dirompenti*); può essere provocata da accensione o da urto. Facciamo qualche cenno sui tipi più noti ed usati:

Nitroglicerina $C_6H_5(NO_2)_3$. — Si può considerare come un etere composto formato della glicerina con acido nitrico. Si fabbrica facendo agire un miscuglio di acidi concentrati solforico e nitrico sulla glicerina: l'acido solforico serve per disidratare ed impedire che la glicerina si ossidi; la reazione è:

$$\begin{array}{lcccccc}
CH_2\,OH & & H\,NO_3 & & CH_2.NO_3 & & H_2O \\
| & & & & | & & \\
CH.\,OH & + & H\,NO_3 & \rightarrow & CH.NO_3 & + & H_2O \\
| & & & & | & & \\
CH_2\,OH & & H\,NO_3 & & CH_2.NO_3 & & H_2O \\
\text{glicerina} & & \text{acido nitrico} & & \text{nitroglicerina} & &
\end{array}$$

$$C_3H_5(OH)_3 \;+\; 3\,HNO_3 \;\rightarrow\; C_3H_5(NO_3)_3 \;+\; 3\,H_4O.$$

Fu ottenuta la prima volta a Torino nel 1846 da Ascanio Sobrero, che ne mise in evidenza la forza esplosiva senza tentarne la prepara-

zione industriale pel pericolo che presentava la manipolazione. È un liquido denso, incoloro, insolubile in acqua, esplode per semplice urto, ed è un esplosivo dirompente.

Dinamite. — Essendo la nitroglicerina troppo pericolosa perchè poco maneggevole e trasportabile, il Nobel ottenne industrialmente la dinamite che ancora oggi è un esplosivo largamente fabbricato. La dinamite si ottiene incorporando la nitroglicerina con una polvere inerte come tripoli o segatura di legno ovvero con polveri attive nitrati o clorati che aumentano il potere esplosivo (*carbonite*).

Cotone-collodio. — È *dinitrocellulosa* $[C_6H_8(NO_2)_2O_5]_n$, si ottiene trattando il cotone con acido nitrico nascente; ha potere esplosivo, e serve per fabbricare le gelatine. Sciolto in etere la sua soluzione dicesi *collodio*, per evaporazione lascia un sottile strato di cotone-collodio impermeabile.

Cotone fulminante (o fulmicotone o pirosilina). — È *trinitrocellulosa* $[C_6H_7(NO_2)_3O_5]_n$, si ottiene trattando la cellulosa (cascami di cotone o cellulosa del legno) con un miscuglio di 1 parte di acido nitrico e 3 parti di acido solforico; indi si lava e si asciuga. Ha l'aspetto del solito cotone, ma è ruvido e brucia istantaneamente senza lasciare residuo, sviluppando una massa enorme di gas, riuscendo così fortemente esplosivo e dilaniante.

Gelatina esplosiva. — Si ottiene sciogliendo il cotone-collodio nella nitro-glicerina. Si maneggia facilmente e si conserva bene; all'aria brucia senza detonare; scaldata in tubo chiuso a 200° scoppia.

Balistite e polveri-senza fumo. — Si ottengono mescolando in diversi rapporti il cotone fulminante con la nitroglicerina.

Acido picrico o pertite. — È *trinitrofenolo* $C_6H_2(NO_2)_3\,OH$; ossia deriva dal fenolo $C_6H_5.OH$ per sostituzione di tre atomi d'idrogeno del nucleo con altrettanti radicali dell'acido nitrico. È un solido in cristalli aghiformi gialli; sono altamente esplosivi alcuni suoi sali come il *picrato potassico.*

Tritolo. — È *trinitrotoluolo* $C_6H_2(NO_2)_3\,CH_3$; deriva dal toluolo $C_6H_5.CH_3$ sostituendo tre atomi d'idrogeno del nucleo con tre nitrogruppi. È un solido bianco-giallastro molto usato come esplosivo

per mine, siluri, bombe; ha il vantaggio di essere poco sensibile all'urto.

Cheddite. — Chiamata così da Chedde, villaggio della Savoia dove sorse il primo stabilimento, è un miscuglio formato da clorato potassico, vaselina e paraffina. Si usa per mine, per granate a mano e per tubi per distruggere i reticolati.

Fulminato di mercurio $Hg(CNO)_2$. — Si ottiene facendo agire l'acido nitrico sull'alcool etilico e nitrato di mercurio. Appartiene agli *esplosivi detonatori* che servono in piccole quantità per esaltare esplosivi più deboli; quindi si usa per le capsule dei fucili dove esplode per percussione o per cariche di mine facendolo esplodere a distanza mediante scarica elettrica.

Fra gli esplosivi ricordiamo il più antico, oggi più poco usato, cioè la comune **polvere pirica.** Fra i moderni ricordiamo ancora la **pentrite** (o *tetranitro pentaeritrite*); l'**exogene** (o *trimetilentrinitroammina*); l'**ammonal** formato da nitrato ammonico e alluminio in polvere, molto resistente al gelo; la **oxilite** a base di aria liquida impastata con farina fossile e petrolio.

CAPO XII

ALCALOIDI - OLI ESSENZIALI

Alcaloidi. — Sono sostanze organiche azotate a funzione basica (alcalina), cioè si combinano con acidi per formare sali: insieme alle ammine studiate nelle precedenti pagine, formano il gruppo delle *basi organiche.* Gli alcaloidi si comportano in generale come ammine aromatiche, ma molti hanno una struttura assai più complessa: sono tutti veleni potenti, ma in piccole dosi esplicano speciali azioni sul nostro organismo, quindi si usano in medicina.

La maggior parte sono contenuti nelle piante, così dal papavero sonnifero si ricavano la *morfina*, la *codeina*, la *papaverina* e la *narcotina* (detti alcaloidi dell'oppio); dalle cortecce di china la *chinina*, dalle foglie di coca la *cocaina*, dalla noce vomica la *stricnina*, dal caffè la *caffeina*, dal tè la *teina*, dal cacao la *teobromina*, dalla belladonna l'*atropina;* la velenosità di molte piante è appunto dovuta agli alcaloidi contenuti (la *muscarina* nei funghi, la *coniina* nella cicuta, l'*aconitina* nell'aconito, la *digitalina* nella digitale, ecc.).

Gli alcaloidi animali sono meno numerosi: ricordo la *creatina* della carne, l'*adrenalina* dei reni, le *ptomaine* che si formano nella putrefazione. Oggi molti alcaloidi sono ottenuti sinteticamente per usi medicinali o industriali.

Olii essenziali. — Gli olii essenziali sono sostanze oleose, per quanto chimicamente non abbiano nulla a che fare coi grassi che abbiamo già studiato; essi hanno formole talora assai complesse costituenti nuclei o disposte a catena aperta, analoghe ad idrocarburi, o ad aldeidi o ad altri gruppi organici. Costituiscono un gruppo che possiamo considerare come una prima appendice dei composti organici studiati, gruppo al quale non si può dare uno schema di formola generale. Gli oli essenziali, possono essere solidi, ma in genere sono liquidi; anche essendo oleosi, sono però tutti molto volatili ed emanano un forte odore aromatico; alcuni si preparano artificialmente, ma la maggior parte sono contenuti nei vegetali, dai quali si possono estrarre con distillazione in corrente di vapor acqueo o con altri metodi.

Terpeni. — Sono i principali costituenti delle resine e delle essenze vegetali: hanno spesso una catena di 10 atomi di carbonio aperta o chiusa. Ricordiamo:

Il *mentolo* contenuto nelle foglie della menta piperita, è un solido bianco cristallino fusibile a 43°, solubile in alcool.

Il *geraniolo* contenuto nelle foglie dei gerani.

Il *terpineolo* che ha un profumo di mughetto.

Il *citrene* e il *limonene* contenuti nelle bucce dei frutti di agrumi e nelle foglie di altre piante.

L'*esperidene* contenuto nelle bucce d'arancio.

Il *timene*, che si estrae dalle piante di timo.

L'*eucaliptolo* contenuto nei frutti e nelle foglie dell'eucalipto.

L'*essenza di trementina* o *acqua ragia* è una miscela di terpeni della formola $C_{10}H_{16}$ fra i quali predomina il pinene. Si ottiene distillando la resina delle conifere, ciò che resta costituisce la colofonia o pece greca. L'essenza di trementina è un liquido incoloro con odore tipico penetrante, è infiammabilissima, ha densità 0,85; bolle a 155°-180°, è insolubile in acqua, solubile in alcool, etere, benzene: all'aria assorbe ossigeno e diventa più densa resinificando. È un ottimo solvente dei grassi, della gomma ecc. Si usa in medicina per inalazioni e come contraveleno pel fosforo; serve nella fabbricazione di colori e vernici, per stemperare la cera per pavimenti ecc.

Canfore. — Si trovano mescolate coi terpeni, e si possono considerare come prodotti di ossidazione di questi. Sono solidi cristallini.

La *canfora comune* o del *Giappone*, $C_{10}H_{16}O_6$ si ottiene distillando le foglie ed i rami della pianta *Laurus camphora* e sublimando i vapori. È un solido bianco cristallino, leggero (dens. 0,98) con odore aromatico penetrante, sapore amaro bruciante, malleabile, insolubile in acqua, solubile in alcool, etere, oli, essenze; è infiammabile, fonde a 175° e bolle a 204°. Si usa in farmacia, nell'industria serve per fare la celluloide ed altri prodotti.

Resine. — Sono sostanze a composizione chimica variabile, la maggior parte affini ai terpeni, coi quali spesso si trovano unite nei vegetali. Contengono inoltre acidi aromatici detti resinolici, eteri composti e sostanze indifferenti: sono insolubili in acqua. Si distinguono in:

Gommoresine quando contengono una gomma della quale presentano anche i caratteri: trattate con acqua la parte gommosa si scioglie mentre la resina resta emulsionata; con alcool invece si

sciolgie solo la resina, poichè la gomma vi è insolubile. Sono gommoresine l'*incenso*, la *mirra*, l'*aloe*, l'*assafetida;* sostanze usate in farmacia, nonchè per fare vernici o profumi.

Balsami diconsi le resine liquide che in genere contengono acidi aromatici, quali il *balsamo Copaibe.*

Oleoresine, resine liquide sciolte in terpeni o oli eterei.

Resine propriamente dette, se sono solide. Fra queste ricordiamo:

La *colofonia* o *pece greca* che, come già si disse, è il residuo della distillazione della resina delle conifere: è un solido giallo aranciato o bruno, fragile semitrasparente: si usa per fare la ceralacca, vernici, inchiostri, saponi, adesivi, nonchè in farmacia e pirotecnica.

Il *caucciù* $(C_{10}H_{16})_n$ (o gomma elastica) è contenuto nel lattice di alcune *euforbiacee* e di altre piante tropicali e specialmente nel *ficus elastica;* si estrae mediante incisioni sui fusti; il lattice che sgorga, coagula e costituisce il caucciù o gomma greggia: questa in genere viene depurata, e affinchè sia più elastica e più resistente si tratta con zolfo che viene incorporato in proporzioni elevate; si ha così la comune *gomma elastica vulcanizzata*, che serve per tanti usi. Aumentando la quantità di zolfo, ed aggiungendo sostanze minerali si ottiene l'*ebanite*, pure usata per fare svariatissimi oggetti.

La *Guttaperca* è una gommoresina contenuta nel lattice di altre piante tropicali (*sapotacee*).

Anche il *mastice*, la *gomma-lacca*, la *scammonea*, l'*ambra* ecc. appartengono al gruppo delle resine.

CAPO XIII

SOSTANZE PROTEICHE

Sono sostanze chimiche quaternarie o azotate, perchè oltre carbonio, idrogeno e ossigeno contengono quantità notevoli (in media 16 %) di azoto; in generale anche solfo (in media 1 %) fosforo e ferro: la loro composizione chimica è però molto complessa con pesi molecolari elevatissimi e non per tutte è stabilita. Non cristallizzano, sono insolubili nell'alcool, nell'etere e nell'acqua, poche si sciolgono in acqua pura o acqua salata o acidulata o alcalina; scaldate si alterano, carbonizzano e bruciano con odore sgradevole (di corno o capelli bruciati); l'alcool e più ancora la formalina le coagula e le indurisce; per azione di enzimi (per es. la pepsina dello stomaco, ecc.) dànno origine a *peptoni* solubili, per azione della tripsina e del succo pancreatico, o per azione di acidi o di alcali dànno origine ad amìnoacidi; all'aria ad una certa temperatura ed umidità si decompongono facilmente con sviluppo di gas mefitici: la loro putrefazione è dovuta a speciali microrganismi detti bacteri della fermentazione putrida, e gli ultimi prodotti che si formano sono: H_2O, CO_2, NH_3, H_2S, PH_3, CH_4, insieme a sostanze molto velenose dette *ptomaine;* la decomposizione può essere evitata uccidendo i bacteri con sostanze antisettiche o col calore (sterilizzazione), ovvero eliminando l'acqua con l'essiccamento, o mantenendo la sostanza ad una temperatura di 0° C. o inferiore.

Le sostanze proteiche si trovano molto abbondanti nell'organismo animale; meno abbondanti si trovano anche nel regno vegetale: molte di esse rappresentano un alimento indispensabile all'uomo, e sono oggetto di lavorazione e di commercio.

Albumina. — È la più tipica delle sostanze proteiche: essa è contenuta nel bianco delle uova (*ovoalbumina*), dalle quali si può separare industrialmente: occorrono però circa 300 uova per avere 1 kg. di albumina secca; è contenuta nel sangue degli animali, sciolta nel siero (*siero albumina*), industrialmente si ricava dal sangue di macellerie: il sangue di un bue fornisce circa 750 gr. di albumina

secca; infine è contenuta in piccole quantità (0.5 %) nel latte (*lattalbumina*).

Si rende secca in pezzi o squamette translucide giallicce: può anche cristallizzare in aghetti gialli: è solubile in acqua fredda dando un liquido vischioso che sbattuto fa schiuma: la soluzione scaldata oltre 60° coagula, e l'albumina coagulata non è più solubile. Con acido cloridrico diluito e pepsina si trasforma in peptone solubile. L'albumina si combina con le basi dando degli *albuminati*, solubili quelli alcalini, insolubili gli altri, per tal motivo funziona come controveleno negli avvelenamenti con sali di rame e di mercurio. L'albumina oltre l'importanza biologica per la vita animale ha svariate applicazioni industriali: infatti serve per chiarificare vini, aceti, liquori, ecc.; serve nella stampa dei tessuti; mescolata con $1/3$ di calce forma una colla tenacissima per legni, vetri, porcellane, ecc.; numerosi albuminati servono infine come medicamenti.

Caseina. — È una sostanza proteica contenuta allo stato di sospensione colloidale nel latte dei mammiferi: il latte di vacca ne contiene circa il 3,5 %. Lasciando il latte in riposo o centrifugandolo si separa la panna usata per fare il burro. la caseina rimane nel siero, e si può separare facendola coagulare o con acidi o col presame (succo del caglio che è tolto dallo stomaco dei vitelli, capretti, ecc.); vi sono pure dei succhi vegetali che coagulano la caseina, e la corrente elettrica. La coagulazione spontanea del latte è dovuta alla formazione di acido lattico che si forma nella fermentazione lattica specialmente quando fa caldo. La caseina è la materia prima colla quale si fabbricano i formaggi, detti grassi se fatti con latte non scremato, quindi ricchi di burro, magri se fatti con latte scremato. La caseina si separa anche pura con metodi vari, a scopo industriale. In tal caso si presenta come polvere amorfa, bianca, inodora, insipida; insolubile in acqua, solubile in soluzioni alcaline. La caseina industriale serve nella tintura dei tessuti, per dare la collatura alla carta, per fare vernici, colle, mastici: indurita con aldeide formica dà un prodotto duro, corneo, levigabile, giallino ma colorabile nei modi più vari, detto *galalite* usato per imitare tartaruga, avorio, corno ebanite, corallo e se ne fanno i più svariati oggetti che hanno il vantaggio di non essere infiammabili come la celluloide. Oggi la caseina viene pure usata per la fabbricazione di un tessuto morbido detto *lanital* o lana artificiale.

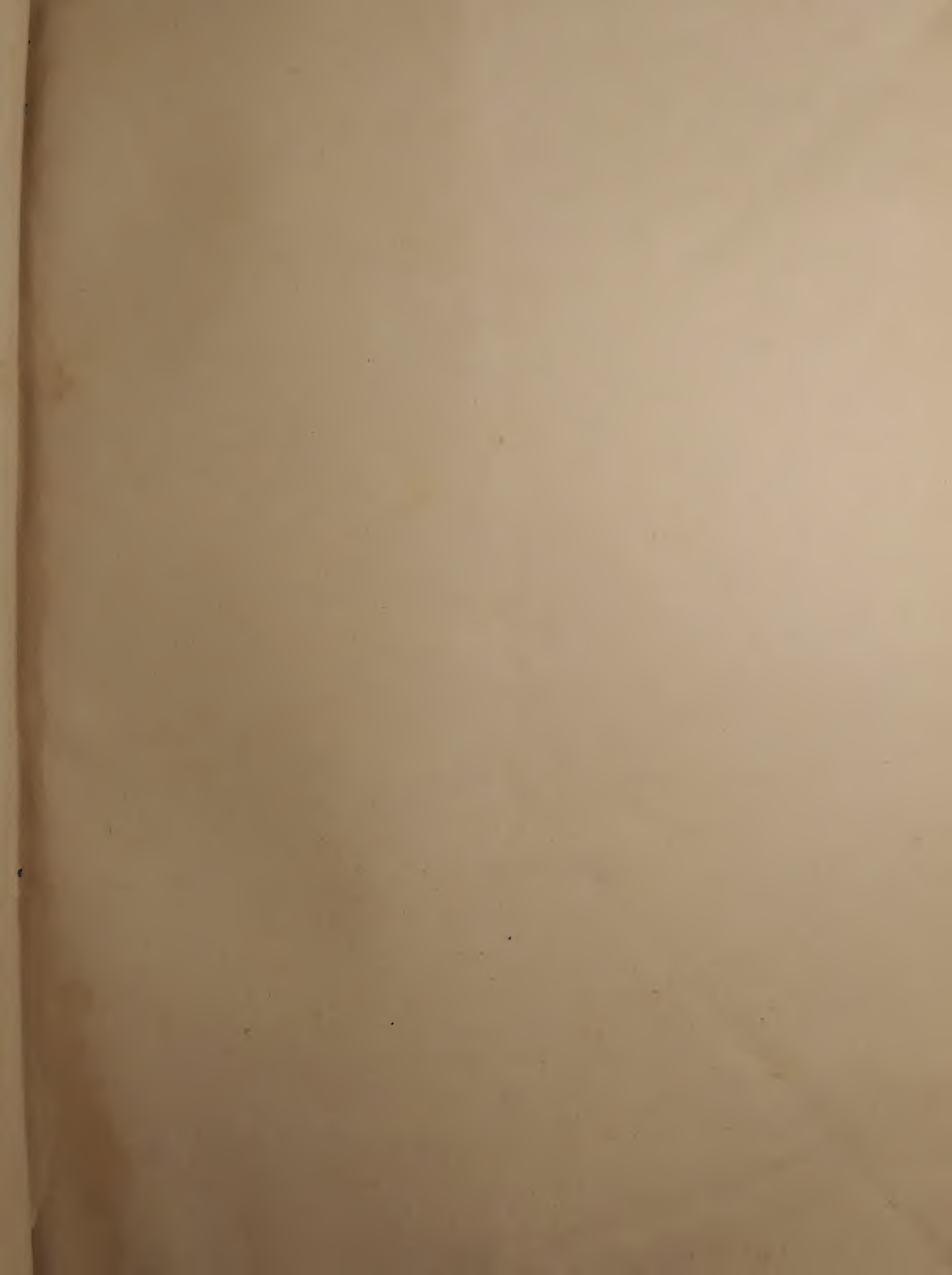
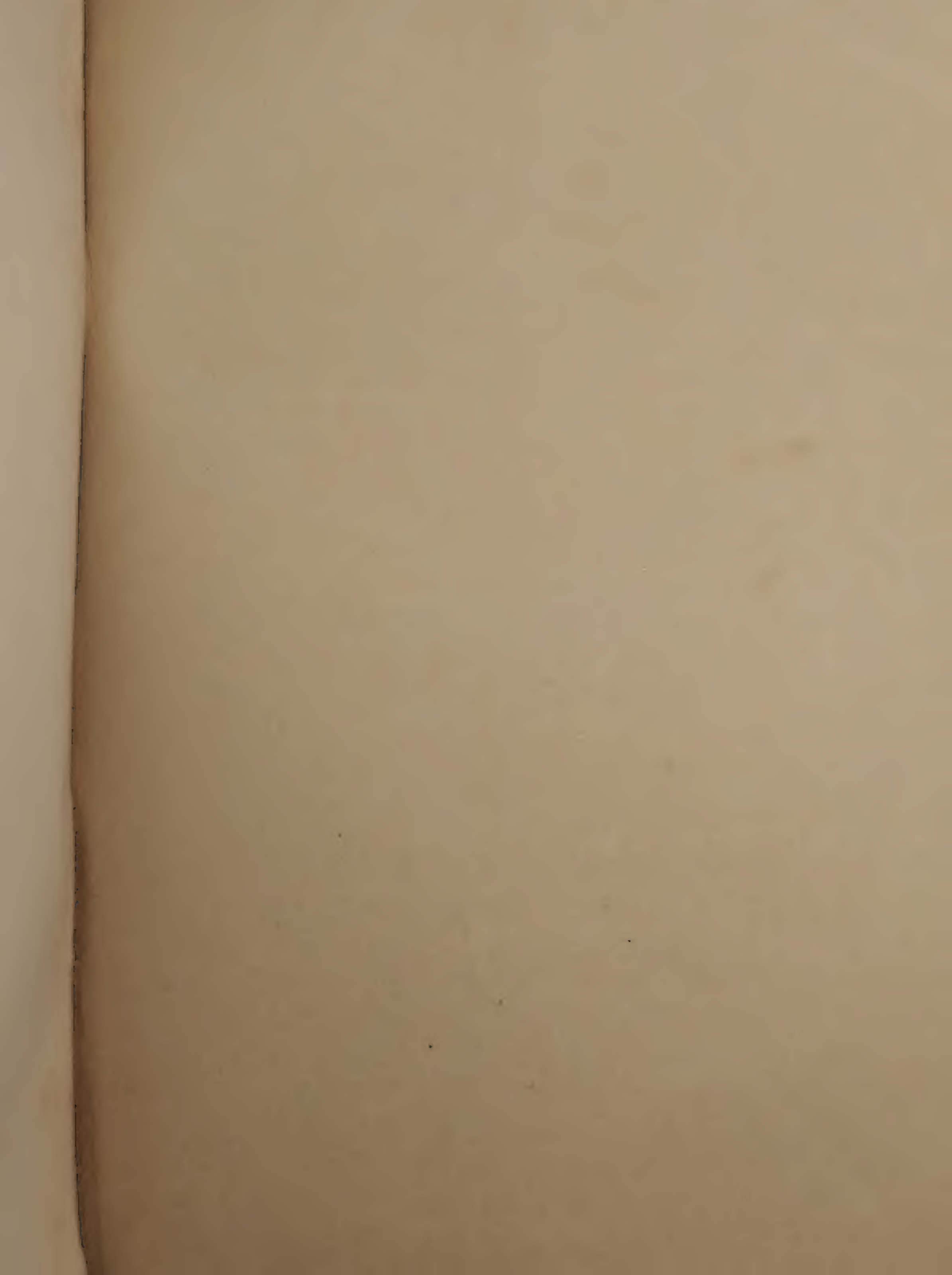
Globulina. — È una sostanza affine all'albumina che si trova associata a questa nel latte, nelle uova, nel sangue.

Emoglobina. — È il costituente principale dei globuli rossi del sangue, ha la proprietà di unirsi all'ossigeno formando un composto instabile detto *ossiemoglobina* col quale viene portato l'ossigeno ai tessuti. Può pure combinarsi con gas tossici introdotti colla respirazione. Il color rosso della emoglobina è dato dalla *ematina*.

Elastina. — È la sostanza che si trova nei tendini e nei legami; ha notevole consistenza, tenacità ed elasticità.

Cheratina. — Si trova nello strato superficiale dell'epidermide e costituisce il tessuto corneo che forma le unghie, i peli, i capelli, le piume degli uccelli, le corna ed i zoccoli dei mammiferi ecc. È una sostanza dura ed elastica che brucia con odore tipico.

Fibrina. — È contenuta nel siero del sangue e in contatto dell'aria si separa formando una maglia di sottili fibrille che inglobano la parte solida del sangue provocandone la coagulazione: essa favorisce quindi l'arresto di emorragie.

Glutine. — È una sostanza proteica vegetale contenuta in modo speciale nei cereali e quindi nelle farine. Nel chicco si trova più abbondante (insieme alle vitamine) nella zona periferica aderente al pericarpo. La farina più ricca in glutine è quella di frumento (12-15%) specialmente dei grani duri. Per tal motivo la farina di frumento è più nutriente di quella di riso e di granoturco povere di glutine. Il glutine con acqua dà una massa elastica colloidale e permette di ottenere bene la panificazione e le paste da minestra. Nei legumi il glutine è sostituito dalla *legumina*.

SOCIETÀ EDITRICE INTERNAZIONALE
TORINO • MILANO • GENOVA • PARMA • ROMA • CATANIA

TESTI DEL PROF. G. DELLA BEFFA

SCIENZE NATURALI (Botanica, Zoologia, Anatomia e fisiologia dell'uomo e vegetale, Igiene) *per i Licei.*

SCIENZE NATURALI (Botanica, Zoologia, Anatomia e fisiologia dell'uomo e vegetale, Igiene) *per l'Istituto magistrale superiore.*

SCIENZE NATURALI *per la 1ª classe dell'Istituto tecnico commerciale.*

SCIENZE NATURALI *per la 1ª classe dell'Istituto tecnico per geometri e periti agrari, industriale e nautico.*

SCIENZE NATURALI (Zoologia) *per la 1ª classe del Liceo scientifico.*

SCIENZE NATURALI (Zoologia e Botanica) *per la 1ª classe dell'Istituto magistrale.*

SCIENZE NATURALI *per le Scuole di avviamento professionale.*

NOZIONI DI CHIMICA *per l'Istituto tecnico per geometri.*

NOZIONI DI MINERALOGIA *per l'Istituto tecnico per geometri.*

NOZIONI DI CHIMICA E MINERALOGIA *per le Scuole medie superiori (Liceo classico e scientifico, Istituto magistrale superiore e Istituto tecnico superiore a tipo commerciale).*

GEOGRAFIA FISICA E GEOLOGIA *con nozioni di geografia astronomica e antropica. Per le Scuole medie superiori.*

RIASSUNTO DELLE SCIENZE NATURALI *per la maturità classica, scientifica e tecnica e per l'abilitazione magistrale.*

SUNTO DI CHIMICA E MINERALOGIA *per la maturità classica, scientifica e tecnica e per l'abilitazione magistrale.*

Prezzo del presente volume: L. 30 netto